

Р 141141

12

И.Т.У.

Неорганическая химия
металлы

Р 141141

Провер. 1935

составлено по лекціям
профессора

А.А. Ковчи

1935

ПРОВЕРЕНО
1932

Библиотека
И.Т.У.
И.И.С. БАТМАН

18 $\frac{89}{90}$ з.

Законодательным курсом установивших элементов до-
полнительными статьями о качествах, составе, пер-
воначальной и некоторой законообразности, записке-
ной в свойствах элементов вводя, мы переходим
к второй части неорганической химии, имен-
но - химии металлов. Относительно металлов, от-
носительных признаков элементов этой категории,
речь пока о свойствах их, к которым относятся, в
курсе химии металлов было уже сказано; теперь
же переходим к описанию самих металлов,
примем: будем следовать такому порядку: ска-
жем рассмотрим группу так называемых щело-
чковых металлов, среди элементов которой
большая акация; далее по той же при-
чине выделим группу щелочно-земельных ме-
таллов; дальнейшее же описание расположим
по степени энергичности, из которой они (металлы)
стремятся вступать в соединения.

Щелочная группа

К щелочным щелочной группы принадлежат
Калий ($K=39$), Натрий ($Na=23$), Литий ($Li=7$), Ру-
бидий ($Rb=85.2$), Цезий ($Cs=132.6$).

Относительно общей характеристики этой группы
можно сказать, что входящие в нее элементы отлич-
аются необыкновенно резко выраженными основными

свойствами. Воздухе вольфрам характеризуется метал-
лоидом собирается по ионг соли; щелочные же ме-
таллы образуют соли, почти все растворимые в
воде, хотя все-таки и для каждого щелочного метал-
ла есть одна, две или три соли трудно раство-
рима. Описание щелочных металлов см. как-нибудь
от калия.

Калий (K=39)

Калий весьма распространен в природе по всей зем-
ной поверхности и встречается в различных микро-
элементов (кварц и пот, слюда, карнозит и т.д.), при
взаимодействии которых попадает в виде раство-
ривших соединений в землю, переходя из послед-
ней путем осмоса в растения. Соли калия не об-
ходятся для питания растений, а потому доифра
присутствуют в земле. Растения впитывают в
себя соли калия и эти соли переходят в них в
различные органические соединения, которые после
сгорания растений и прокаливания золь остаются
после образования в виде углекислых соединений
и нерастворимо в воде в виде KCl и K_2CO_3 .

В технике соединения калия требуются для изго-
товления пороха, для производства фаянса и крас-
ной кровяной соли и т.п. Прежде калий добывался
исключительно из золь растений, но с изобретения
бреннера в 1782 году в солях земной соли калия
в Стассфурте близ Магдебурга в Пруссии. Открыл

Стассфурта добывается в долине комитетских камен-
кал солей (MgCl), заключающаяся в земле доломитом
содержит в себе вступившая при раскопке до-
ломит солей горючую, неводную для пищи и поэтому солей
эта казбака была отброском. При доломитом из-
добытая оказалась, что отброском солей представ-
ляет наиболее углекислый продукт, не содержит содер-
жания закислительного комитетских солей калия, потому
впоследствии и стали употреблять эти березки от-
броском солей для получения калийных солей. По мно-
гим данным можно предполагать существование
подобных же источников солей калия и у нас в
России; пока же Стассфуртские залежи представляют
почти единственную источник калийных солей
в доломитных комитетствах.

Самый старинный и распространенный способ из-
влечения солей калия состоит в переработке
зола в патоку, но этот способ весьма нефе-
нателен по той причине, что ведет к истреб-
лению леса и истощению почвы, путем всегда
изъема солей необходимых калийных солей.

В Стассфурте калий находится в виде KCl (силь-
винит), продукт доломитом теста и потому весьма
углекислый, но доломитом же часть калия содержится
в виде двойной соли $K_2MgCl_2 \cdot 6H_2O$, называемой
карналитом.

История и свойства металлов калия. Металличес-
кий калий впервые был получен Деви (1807) раз-

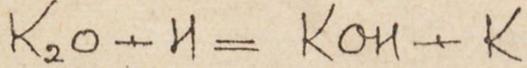
мофенима гадкого камня KOH гомоборитскими молами
Обыкновенно металлический камень получается при ка-
кашбени углекислого камня от угля. На практике
часть прокашивают без доступа воздуха в фарз-
ных ретортах бинкой камень, причем получается
 K_2CO_3 и C ; как видно, этот способ более удо-
бен, вследствие возможности тесного сопри-
косновения C с K_2CO_3 , но зато более дорогой.

Сущность упомянутого способа состоит в том,
что сперва K_2CO_3 разлагается на K_2O и CO_2 ; CO_2 усе-
тывается, а ильнящийся угль, сжигаясь на K_2O ,
раскисляет его, давая CO и бидруная металличе-
ский камень, который собирается в прилики под
кертю. Но недостаток этого способа состоит
в способности металлического камня легко соединяться
с CO , образуя взрывчатую воспламеняющую массу.
Камень представляет в сферику разрыхл метал-
лического угля; уд.в. = 0,86; температура пла-
вления 62° ; при слабом красно-кашбеном фарзе
перешивается без изильки, образуя зеленые пары.
Камень обладает сильными свойствами к кислороду;
он разлагается воду при обыкновенной температуре
всего легко, причем отделяется столько тепла,
что водород воспламеняется и пламя окраши-
вается в фиолетовый цвет от присутствия
частицы камня.

Соедин. калия съ кислород.

Известна несколько соединений K съ O ; между ними самым характерным является окисс калия K_2O , образующаяся действием сухого кислорода воздуха на металлический K при обыкновенной температуре. При горении калия въ воздухе рядом съ K_2O замечается образование перекиси калия K_2O_2 . Кроме этих двух соединений известна еще пероксид калия K_2O_2 , получающаяся при действии влажного воздуха на большую поверхность металлического калия.

При нагревании окиси калия K_2O въ атмосфере H выделяется металлический калий:

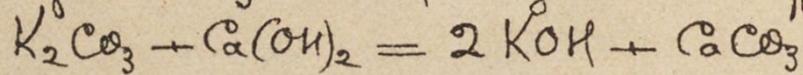


Этому опыту объясняется тем, что KOH есть гораздо прочнее (более тесно связывается при образовании) тем, следовательно, возможность этой реакции была и из термических данных этого уравнения. Окисс калия есть твердое аморфное вещество цвета, плавится при краснокалийном цвете и даже при высокой температуре улетучивается.

K_2O_2 - фиолетово цвета, K_2O - фиолетового. Все упомянутые соединения K съ O энергично соединяются съ водою, образуя гидраты. Соли же калия соответствуют только K_2O .

Самое важное соединение калия есть гидрат окиси калия KOH или такъ называемое едкое кали. Для получения его обыкновенно действуют на углекислый

каши (поташ) гашекай известью $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Поступают
следующим образом: берут слабый раствор поташа
(на 1г. K_2CO_3 ... 10-12г. H_2O), кипятят его до кипения в
гущинном или фельзинном котле и продолжая кипятить,
прибавляют мало по малу известь (гашеную) до тех
пор, пока вся углекислая кислота поташа не выде-
лится в виде CaCO_3 . Реакция идет по уравнению:



В осадке находится нерастворимый CaCO_3 , а гашеная
каши остается в растворе. По мере прибавления
 $\text{Ca}(\text{OH})_2$, добавляют еще кислот или же можно
просто вычислить нужное количество $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и ве-
рнуть соответственно его наибольшей избыток, тогда
быть уверенным в полном переведении K_2CO_3
в гашеную каши. После прибавления кадеифающего ко-
личества $\text{Ca}(\text{OH})_2$ раствору дают отстояться, сим-
вают избыточную кислотность и кипятят ее в се-
редранке сосудах. После испарения воды гущинную
массу откидывают в пачки.

Гашеную каши KOH , из которого удалена вода, пред-
ставляют собою почти застывшую вязкую кристал-
лическую массу, прилегающую на воздухе белую
и ушечкастую, расплывающую в поташ (K_2CO_3)

При кипячении KOH плавится и улетучивается. В
воде растворено почти все без остатка. Дроб-
ную порцию гущинного гашеной каши составляют
кремне-, серно- и углекислотная соли. Так как
они нерастворимы в спирте, а KOH растворим,

то его отщипывают растворением в спирте, отстаива-
ем раствора и испарением.

КОН - вещество весьма густое, разрушающим образом
действующее на органические тела; оно разрушает эли-
дерму кофе и клетчатку; поэтому можно ожидать
только густые растворы щелочи.

Соединения калия из группы алюминидов.

С соединениями калия даются ряды соединений $KCl, KBr,$
 KJ, KCN . Кроме того известны соединения калия с
группой SN , а именно KCN . Все эти соединения легко
растворимы в воде; кристаллизуются в одинако-
вые формы правильной системы (в кубике).

KCl искусственно не получается, а добывается в
стафуртских залежах, как в системе воды,
так и в смеси с $NaCl$; при этом отделение
его от $NaCl$ осуществляется на основании раство-
римости KCl с повышением температуры воды,
тогда как для $NaCl$ растворимость при измече-
ной температуре почти не изменяется.

Бромистый калий KBr употребляется в медицине
для успокоения нервной системы; получается кака-
шечным густым калий бромидом водой и при этом ра-
диль с бромистым калием замечается образова-
ние бромоводородного калия.

Йодистый калий KJ употребляется в медицине.

Линия Металлов

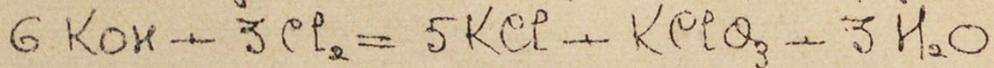
Листы 2

а также и во фотографии. КИ получается в титановом
 блуре при смешении растворов йодистого водорода и
 гадкого камня до карбоната. Приготовляют КИ расти-
 ранием йода с флюидом опилками и обработкой
 этой смеси поташем K_2CO_3 ; при этом осаждается уксус-
 ная соль $FeCO_3$, а КИ остается в растворе.

Фтористый калий KF получается карбонатом фто-
 роводородной кислоты гадкого камня.

Сульфидный калий K_2S получается карбонатом
 сернистой кислоты гадкого камня; также употреб-
 ляют для этой цели флюидную кроваку соль $4K_2CO_3 \cdot FeS_2$
 которая при прокаливании разлагается на плавя-
 щийся K_2S и неплавящийся FeS_2 ; K_2S выделяют от
 осадка; K_2S легко окисляется в уксуснокислый
 калий K_2SO_4 . Сульфидный калий растворяется в
 воде с шипящей реакцией, но раствор непрочен
 и разлагается, образуя сульфидно-кальциевую соль и
 белая аммиак.

$KClO_3$ хлорноватокислая, или бертолетова соль
 получается при пропускании газобразного хлора те-
 перь карбоната до кипения растворе гадкого камня



В последнее время стали готовить $KClO_3$ более
 дешевым способом, извлекая KOH . Вильсон неохоту
 берет известковое молоко, в теплом растворе ко-
 торого также пропускают Cl_2 , при этом получается
 хлорновато-кальциевая соль $Ca(ClO_3)_2$ и $CaCl_2$; в рас-
 творе эту смесь примешивают KCl , тогда по закону

Вертолетта въ растворахъ будутъ гетаре соли, это видно изъ уравн-я:

$$\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2 + 2\text{KCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{KClO}_3$$

Наименее растворимой солью здесь, особенно въ присутствіи другихъ солей, является KClO_3 ; поэтому при охлажденіи раствора она и выпадаетъ въ кристаллы шокленбургской системы; въ горячей водѣ растворяется легко, несли въ холодной.

Въ лабораторной и технической практикѣ KClO_3 употребляется, какъ сильный окислитель, особенно въ силѣ съ азоткой или соляной кислотами; въ пиротехникѣ употребляется въ силѣ съ горючими веществами для приготовленія разныхъ взрывчатыхъ и легко воспламеняющихся составовъ; Въ медицинѣ KClO_3 иногда служитъ сильнымъ припаркомъ при горючихъ болячкахъ, особенно при флегм-ангине, предохраняя ее отъ перехода въ дифтеритъ. Недавно распространенное шкелье, это поистинѣ горя вертолетовой солью вредно, во-первыхъ потому, что, кромѣ уничтоженія вредныхъ бактерий она софизмуетъ эпидемію горя, а во-вторыхъ по своей будто-бы ядовитости; но ефизмическое можно устранить, употребляя слабѣе растворы; тогда кажется ядовитости, то шкелье это, по извѣстіямъ профессора А.А. Коши, именно всякого основанія. Одинъ французскій химикъ доказывалъ, что KClO_3 переходитъ въ хлоръ, но при дифференциальномъ анализѣ присутствія ея въ крови не было доказано; это же касается ядовитости KClO_3 , то она почти столько же ядовита, какъ и другія соли калия.

Диоксидистотокалиевая соль $KClO$ получается поדרך $KClO_3$, но только при пропускании газобразного хлора через раствор гдкого кали на холоду. $KClO$ - соль весьма непрочная, при разложении выделяет хлор и кислород, а потому употребляется для дезинекции, входе какъ составная часть въ дезиницирующей жидкости - хлорная вода, которая готовится какъ-то изъ раствора K_2CO_3 хлором. Въ химии тидг. $KClO$ не пошутка.

Егернокалиевая соль K_2SO_4 готовится изъ KCl обработкой ео H_2SO_4 , а также, какъ побочный продуктъ при многихъ реакцияхъ. Дополнительно трудно растворяется въ воде (10 г. H_2O на 1 г.), кристаллизуется безъ кристаллизационной воды въ шестигранныхъ призмахъ. Въ химической практике также употребляется кислая егернокалиевая соль $KHSO_4$, получающаяся легко при нагревании кристалловъ средней соли съ егерной кислотой; кристаллизуется въ таблечкахъ.

Наиболее важнымъ соединениемъ калия есть азоткокалиевая соль KNO_3 - селитра; она съ давнихъ поръ готовилась, да и теперь готовится, въ селитряницахъ. Этотъ способъ получения развита-трибная. Уже при описании способовъ добывания азотной кислоты, такъ это и въ только короткими его въ крепкихъ растворахъ. Вещество, содержащее азотъ, селитряются съ известомъ и хлористомъ (для разности массы), одеваются жидкими экскремент-

таши и стабилизируют эффект в течение продолжительного срока, от времени до времени переключая массу для равномерности течения по всей массе; затем ее высушивают в вакууме и к раствору прибавляют поташа.

Теперь же, со времени разработки Стассфуртских залежей, добывают K_2CO_3 готовят из шпейской смеси $NaClO_3$, смешивая кристалл раствора полученный из KCl ; по закону Бертоллепта получают $NaCl$ и K_2CO_3 ; растворы этих солей выпаривают и при охлаждении смесь выпадает в кристаллы.

На практике K_2CO_3 в смеси с серой и углем употребляется для приготовления пороха, причем смесь состоит приблизительно в следующей пропорции: K_2CO_3 - 75 г., S - 12 г., C - 13 г. на 100; Око не имеет дымки здесь замеска карповой смесью вследствие гигроскопичности последней.

K_2CO_3 - азотнокислый калий полученная смесь, смешанная со свинцом (1 г. K_2CO_3 и 2 г. Pb) - смешанная смесь при дальнейшем повышении температуры выделяется кислород, который и соединяется со Pb, так что тогда реакцию осторожно можно всю смесь перевести в K_2CO_3 . Садетбекко говоря, K_2CO_3 можно получить при плотной смеси, но при этом трудно получить чистую азотнокислую соль, а тогда почти из примеси KOH . K_2CO_3 легко распадается на воздух.

Углекислая соль K_2CO_3 , поташ, получается из зо-
лы каменных растений. Зола подвергается система-
тическому фракционированию*). Масличевый ток или ад-
резины растворяют в паре и прокаливают, по-
сле чего получается белая масса, которая и на-
зывается в продаже поташом, но такой поташ
содержит только около 60% K_2CO_3 . Промыш-
ленные получают преимущественно калиевую серу-
нокислоту, затем K_2SO_4 и KCl . Тогда полу-
чат более чистый поташ еще раз рас-
творяют в малом количестве воды (примеси
более трудно растворимы частью остаются в
осадке): раствор выпаривают и получают по-
таш, из которого в продаже под именем пер-
маша. В промышленности K_2CO_3 получается прокали-
ванием без доступа воздуха винной кислоты; сплав-
ленную массу фракционируют водой и K_2CO_3 кри-
сталлизуют из раствора. Далее чистый по-
таш можно получить прокаливанием кислой соли

*) Устраивают несколько соединяющихся сосудов, ко-
торые до $\frac{1}{4}$ наполняют золой; в первый из
них добавляют воды и перемешивают, дают от-
стояться и раствор переливают во второй, а первый
заполняют снова чистой водой; из второго после пе-
ремешивания и отстаивания переливают в третий,
во второй же поступают опять раствор из $\frac{1}{2}$ воды
и добавляют снова воды и т.д. до полного отстаивания.

KHCO_3 , которая получается пропускающим через крас-
ный раствор поташа углекислого газа. При прокажи-
вании из кислой соли выделяется вода и CO_2 .

K_2CO_3 шпорокитка и весьма хорошо растворяется
в воде, в спирте же не растворяется. Употребляется
для обезвоживания, особенно спиртов. При прокажи-
нии до красного цвета K_2CO_3 плавится и употре-
живается не разлагаясь.

Кремнекислород кали - растворимое стекло, получаемое
при растворении аморфного кремнезема в щелочах;
оно в кристаллах не было получено, а является в
виде аморфной стекловидной массы, отчасти рас-
творимой в воде *)

Растворимое стекло имеет на практике раз-
нообразное применение: из него получают горючие
материалы, отчего поваренная стеклотарга почти
всегда аморфна, получают также известь, при
чем она переходит в соединение подобное гидра-
тистому цементу; поэтому можно указать на
употребление растворимого стекла в силикате-
рии и т.д.

*) Обыкновенное стекло есть соль, состоящая из
кремнезема как кислоты и образующая щелочными
и щелочно-земельными основаниями; оно в воде
нерастворимо, это обуславливается присутствием
щелочно-земельных оснований. Растворимое же стекло
образуется только из кремнезема и щелочных метал-

Соед. калия съ серой.

KSH - сульфид калия получается пропускаем сернистого водорода в раствор KOH ; испарением раствора KSH можно получить в кристаллах. Если к раствору еще прибавить KOH , то получится K_2S :

$$KSH + KOH = K_2S + H_2O$$

Кроме K_2S известны еще такие соединения калия с серой: K_2S_3, K_2S_4, K_2S_5 , получаемые сплавлением K_2CO_3 с серой и кипящая водкой, вследствие сходства их внешнего вида с петлями - серной петлей. Они распространяются на воздухе, при этом издают запах сероводорода.

Из наиболее характерных солей калия упомянем $K_4H_5K_2O_6$ - кислый бихлорид калия, K_2CrO_4 - хлорид калия и двойную соль хлористый титан $PtCl_4 \cdot 2KCl$; $PtCl_4 \cdot 2KCl$ - хлорид титана в виде желтого осадка мало растворимого в холодной воде и совсем нерастворимого в спирте; далее кремниористоводородный калий K_2SiH_6 - белый в воде не растворяется; в качестве примера назову этот реактив не удачен, так как полагается прозрительный мажорантский студенистый осадок.

Если калий окрашивают безультиме пламя в

молот, обладает иными свойствами и между прочим растворимостью в воде.

присутствии воды; спектр такой пыли характеризуется красной и фиолетовой линиями, кажда-
ющимися друг от друга на весьма значительном
расстоянии.

Рубидий и Цезий (Rb=85,2; Cs=132,6)

Рубидий и Цезий были открыты Букзеном посред-
ством спектрального анализа. Рубидий обыкновенно
сопровождается встречающимися на земной поверхности
сими камия; в морской воде он встречается не
сопровождается им. Спектр Rb отличается от
спектра камия тем, что красная линия нефит
несколько дальше от конца спектра и почти эпи-
ином спектра между красной и фиолетовой лини-
ями. В некоторых случаях цезий не сопровождается
рубидием; в одном граните с острова Эбба
заключается стеклородный минерал — посылка, ко-
торый содержит до 30% окиси цезия, тогда как
рубидия там не камия.

Металлический Rb попутно в состоянии воздуха и
представляет мягкий металл; цезий же в те-
плом виде не попутно, так как он океритко
удерживается в соединениях, но предполагается, что
он фидкость на племь оскобаки, что уже рубидий
плавится при низких температурах.

Линия металлов



Лист 3.

Натрий (Na = 23)

Натрий в природе весьма распространен и встречается преимущественно в виде поваренной соли NaCl .
Металлический натрий получается, подобно калию, прокаливанием ташской соли с углем в железных ретортах и собирается в приемник под керосин (вещество, не содержащее кислорода), для предохранения его от окисления. Получение металлического Na не представляет таких затруднений, как встраиваются при приготовлении K , так как в-первых температура восстановления Na_2CO_3 ниже сравнительно с восстановлением K_2CO_3 , а в-вторых металлический Na труднее соединяется с O и следовательно не представляет особенной опасности взрыва. Чистый металлический Na представляет блестящий серебристо-белый металл, мягкий как воск при обыкновенной температуре; в свободном разрезе он быстро покрывается слоем водной окиси NaOH и потону тускнеет, но в чистом виде и свойства весьма подобны калию; уд. вѣс $\rho = 0,98$; плавится весьма легко при 95° , а при температуре, близкой красной-каменной жару, испаряется, образуя безвредные пары. Воду натрий разлагает при обыкновенной температуре, но энергия разложения меньше, чем у K ; так что Na при охлаждении

не загорается, а белая быстро движется по воде в
виде шарика; если же его остудить, то происхо-
дит воспламенение.

Соединения с кислородом

С кислородом Na образует три степени соединения:
пероксид Na_2O_2 — серое воспламеняющееся вещество;
перексид Na_2O_2 — желто-зеленое вещество, получа-
ющееся аналогично с соответствующим соединением
K; оксид Na_2O — белый порошок, которому соответ-
ствуют образующиеся натриевы соли; в смеси со-
держит Na_2O дает металлический Na. Если при
окислении в воде дают белый порошок, но только
 Na_2O при этом прямо превращается в гидрат,
другие же оксиды вбирают в себя воду или кислород.

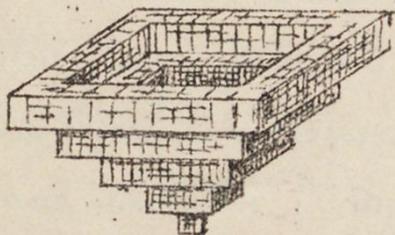
Белый порошок $NaOH$ получается совершенно по-
добно KOH : берут разбавленный, обыкновенно де-
сяти-процентный, раствор соды и кипятят с
гидратом, оксид кальция, причем $CaCO_3$ полу-
чается в осадок, а $NaOH$ в растворе, который
собирают, отстаивают, выпариванием освобождая
от воды и отстаивают в пакеты или куски.
 $NaOH$ получается из воздуха белилу и CO_2 , рас-
плаваясь в Na_2CO_3 , но потом выделяется, так
как это вещество не гигроскопично.

Белый порошок на практике получается как не-
большой продукт при приготовлении соды по спо-

себу Леблана.

Изя соли Na, како ма уке замисли, савшо рас-
пространенойъ въ свѣтлѣ камениа или повареннаа соль
NaCl. Она находится въ природѣ въ видѣ залечной
камениа соли во многихъ мѣстностяхъ, како-то:
Стассфуртъ въ Пруссии, въ Вейтконтъ въ Австрii,
Кордоба въ Испании и у насъ въ Илецкой Запцѣ въ
Оренбургской губернии, а также на юго-востоку отъ
Каспійскаго моря въ такъ казавшихся соленкакахъ.
Кромѣ того поваренную соль добываютъ испаре-
ниемъ солиныхъ водъ морей (морская вода содер-
житъ отъ 2 до 3% NaCl) и некоторыхъ озеръ. Это
испарение производится различными способами, сло-
тро по удобствамъ, которыя представляютъ мѣст-
ныя климатическiя и географическiя условiя; въ
всякомъ случаѣ первоначальное извѣстие воды со-
рѣются производится догъ помощью огня. Въ француз-
скихъ странахъ испаряютъ воду изъ бассейновъ, пользуясь
естественнымъ тепломъ; въ жюльбахъ же удаля-
ютъ воду помощью вакуумификаци и удаляютъ об-
разующуюся вода; только тогда, когда растворъ
соли достаточно густеетъ ее подвергаютъ выпари-
ванiю въ котлахъ на огня. При извѣстной кре-
пости выпариваемаго раствора NaCl будетъ въ-
кристализовывающаяся въ тѣло въ видѣ. Это про-
исходитъ въ-первыхъ вслѣдствiе избытка соли со-
держанiя сравнительно съ другими солями, а во

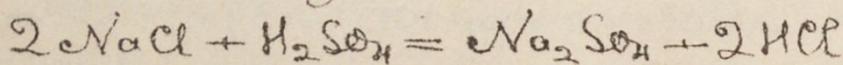
вторых в кристаллизаторах значительно способствует изначальное изначальное растворимости NaCl при изначальной температуре растворения (в 100 г. H₂O при 0° - 36 г. NaCl, а при 100° - 39 г.). Остающийся после в кристаллизаторах чистой NaCl раствор содержит остатки NaCl, некоторые соли кальция, магния, калия и т.д. и называется маточным раствором; маточный раствор угнетается чем другим путем, как-то: для получения дресса, Кинд. Жирный калий кристаллизуется в кубиках и если кристаллизация производится при обыкновенной или несколько выше температуры, то NaCl кристаллизуется без кристаллизационной воды; но если кристаллы образуются при низкой температуре (ниже 0°), то они имеют кристаллизационную воду, которую при повышенной температуре они теряют. Иногда при испарении растворов образуются сростки кубиков соли в виде попарно тетраэдрических пирамид; в спирте NaCl почти совсем не растворяется.



Равным образом калий дает соединения с дрессом и содой NaBr и NaI; на практике также употребляют хлоробитуминозные калий NaClO₂.

Стержневая или Глауберова соль Na₂SO₄ находится в природе в виде каменной стержневой соли; известная также в виде Арак-

Фульда и Мадрида в Испании, а также у нас на Кавказе. Искусственно получается действием серной кислоты на каменную соль:

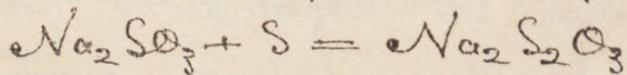


Она употребляется в стекольном производстве, как материал доставляющий стеклу непрозрачность; но наибольшая ее часть идет для приготовления соды; в медицине употребляется как слабительное. В воде Na_2SO_4 довольно легко растворима, причем ее растворимость температурой растворимости ее значительно увеличивается; так при повышении до 33° растворимость Na_2SO_4 постепенно увеличивается (при 0° в 100 г. H_2O — 4,5 при $17,9^\circ$ — 16,3 33° — 50,8); при дальнейшем же нагревании растворимость ее будет уменьшаться. Это явление объясняют тем, что при 33° сернокислотная соль кристаллизующаяся в 10 г. воды, начинает диссоциировать, причем с повышением температуры она дает в водном растворе терять постепенно воду и в кристаллизующейся темже в одной частице воды; такая соль уже значительно меньше растворима в воде. На воздуже $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ встречается, теряя девять частей воды; известна ее кислая соль NaHSO_4 .

Сернокислотная соль Na_2SO_3 и кислая сернокислотная NaHSO_3 легко кристаллизуются, своим соответственным соли калия, причем изъ и на

воздуха не вытравляются.

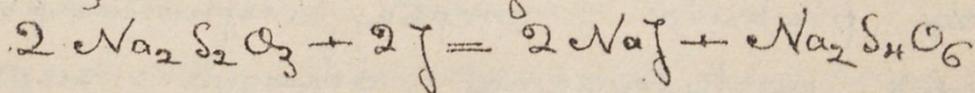
Сгориватисотокислоты натры $Na_2S_2O_3$ получается кипячением раствора сгоривотокатровой соли со сгоривотокислоты:



Кристаллизуется она со 5ч. H_2O ; при нагревании отдает воду, переходя в пироогоривотокислоты натры $Na_2S_2O_7$, при этом вода загоривотокислоты. Кристаллы сгоривотокислоты натры растворяются в воде; раствор этой соли со кислотами скоро мутится, образуя порошкообразную воду и если кислота была предельно концентрированной, то выделяется сгоривотокислоты газ.

$Na_2S_2O_3$ употребляется в фотографии для фиксирования (укрепления) негативов, вследствие способности раствора нерастворяться от действия света галогенная серебряная.

Но практически эта соль, под названием антижора (легко реагирует со жиром), употребляется при изготовлении бумаги, освобождая бумагу от жира; это происходит основано на способности $Na_2S_2O_3$ прямо реагировать с галогенами:

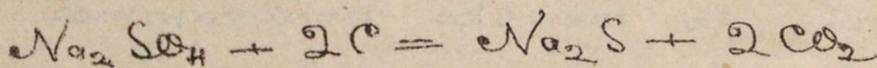


(пентадкая есть натровая соль тетраоксодисульфатной кислоты). Со жиром реакция идет по схеме, но только получают продукты окисления.

Азотнокатровый соль или тинийская соль NaNO_3 находится в Тини в больших количествах, кристаллизуется в коротких ромбоэдрах, по форме как кубы, потому и называется неправильно кубической солью; она легко растворима в воде и широкотитка, вследствие того не употребляется прямо при приготовлении пороха, а перерабатывается в калийную соль KNO_3 для разлития углей.

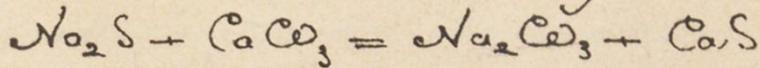
Углекатровый соль или сода Na_2CO_3 готовится из NaCl . Самым распространенным способом приготовления соды — способом открытым в 1808 году французами Фукюронг Лебланком.

Для получения соды по этому способу сперва переводят NaCl в Na_2SO_4 действием на первую соль кислоты, причем как побочный продукт получается углекатровый материал — соляная кислота. Получаемая Na_2SO_4 в смеси с водой, смешивается с углем и углекатровой известью и подвергается сильному прокаливанию. При этом происходит следующая реакция: сперва солянокатровый соль с углем раскисляется, образуя солянокатровый натрий и углекислый газ, что может быть так же выражено уравнением:



полученный солянокатровый натрий Na_2S вступает

вз двайное разложение со взятый углекислосодержащий соль
и дает кристаллы карбид и воду:



Если бы реакция шла только по катионному ур-ию,
то CaS было бы трудно отделить от воды, так как
как оксид можно растворить в воде, но на самом деле про-
цесс происходит гораздо сложнее. Дело в том, что
при этом в действительности шибко карбидная проис-
ходит разложение издана CaCO₃ на углекислый газ
и оксид кальция, которая потом же соединяется
с CaS и, вероятно, дает двойную соль, так как
затем двойной остаток, в воде пера-
творившийся.

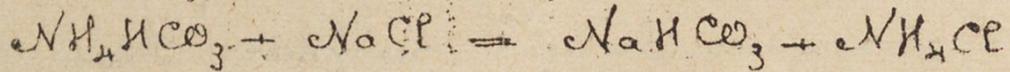
Существует эмпирический признак, когда реакция
имеет, — наличие шибко оксидов, которые указыва-
ют на присутствие оксид углерода, образующийся
вероятно востановительный углерод углекислым газом,
получающимся, как мы говорили, при разложении CaCO₃.

Заметьте, что если прибавить значительный из-
быток угля, то последний способствует переходу
CaCO₃ в оксид кальция; при избыточном оксиде каль-
ция переходят в гидрат оксид кальция, который, действуя
на воду, дает NaOH; так как то мы получаем на
ряду с Na₂CO₃ еще NaOH, от которого вода от-
деляется в кристаллизацией.

Особенное значение имеет приобретение другой
способа получения воды, особенно шибко образ-
зуют на закон Вертолета, разработанный Соль-

Безлеп и друшми угенбим и козавасембь АММІАК-НБІМЪ.

Ели въ насыщенный раствор NaCl ввести аммиакъ и избытокъ CO_2 , то сперва образуется кислая аммиачная соль NH_4HCO_3 , которая съ NaCl реагируетъ по ур-ню:



NaHCO_3 , какъ продуктъ наименѣе растворимый, будетъ осадиться въ осадокъ, а NH_4Cl - въ растворъ; NaHCO_3 прокаливаніемъ переводится въ среднюю соль. Маточный розсолъ, содержащій NH_4Cl , обрабатывается известковымъ мелкомъ и бѣтѣскымъ NH_3 опять идетъ на насыщенные кобало количества NaCl ; только такъ же утилизируется, выходящая при прокалываніи NaHCO_3 , углекисл. окислитель и окислительн. вещества необходимыя для получения соды продукта не отбрасываются, а снова идутъ на производство, совершая такимъ образомъ круговоротъ.

Этотъ способъ мой по малу бѣтѣскеетъ способъ Левиана и имѣетъ передъ нимъ нѣсколько бафковъ преимуществъ; онъ требуетъ менше затратъ топлива, не даетъ трудно утилизируемаго, и негоднаго отброса и обходится безъ предварительнаго участія цѣпкой серной кислоты; но зато при драббачки соды по способу Левиана, какъ побочный продуктъ, получается цѣпкая соляная кислота; поэтому этотъ способъ на практикѣ пока еще употребляется.

Na_2CO_3 в воде легко растворима и, подобно Na_2SO_4 , показывает аномалию при растворении, но только обратную в менее разбавленной среде; кристаллизуется она с различными количествами кристаллизационной воды. При обыкновенной температуре из раствора выкристаллизуется сода с 10 т. H_2O ; при 34° — с 7 т. H_2O , а при 100° — с 1 т. H_2O . На воздухе $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ выветривается, теряя воду.

Кислая или дву-углекислая соль NaHCO_3 образующаяся из средней соли насыщением ее раствора углекислым газом, она кристаллизуется без кристаллизационной воды, в воде труднее растворима, чем средняя соль; отличается кроме того своей малой прочностью, так что даже при обыкновенной температуре во влажном воздухе теряет CO_2 и переходит в среднюю соль.

Двуаммонийская, ортофосфорная или обыкновенная фосфорная соль $\text{N}_2\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ получается насыщением фосфорной кислоты водным раствором до щелочной реакции; она довольно постоянна, кристаллизуется с 12 т. H_2O , выветривается на воздухе. Употребляется в медицине, и лабораторной практике, потому и готовится в значительных количествах.

Борно-кислый натр, дурра $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ соответствует тетра-борной кислоте, встречается в природе под именем тинкеля

В раствор некоторых озер Персии и Индии, готовятся насыщенные борной кислотой воды; на куркумовую бумажку оказывается слабо щелочную реакцию, кристаллизуется с 12 м. H_2O , которую при прокаливании теряет, сплавляясь в прозрачную стекловидную массу, но застывая остается аморфной и не теряющей прозрачности. Употребляется бумага при спайке металлов, в медицине, а также в аналитической химии для анализа.

Литий (Li = 7)

Литий довольно распространен в природе и находится в некоторых минералах, илецеде, главным в лепидолите содержится около 3% окиси лития; кроме того присутствие его находим в золах некоторых растений, которые избегают литий из земли. Если внести табак в пепел горелки Бунзена, то спектральный анализ plainly покажет присутствие Li по характеристическим линиям.

Металлический Li добывается из хлористого лития электролизом. Для этой цели хлориды металлов расплавляют и опускают в расплавленную массу электроды свинца и вольфрамата; на отрицательном электроде (угле) замечается образование шариков металлического лития. Литий отличается замечательной легкостью, уд. в. $e_w = 0,56$. Воду Li разлагает

Бесбиа экеритко ; по своимъ свойствамъ бесбиа сходенъ съ калиемъ и только по некоторымъ свойствамъ отличается отъ него , приближаясь къ Ва и Sr, калииумъ , углекислота и фосфорнокислая соли его въ воде мало растворимы.

АММОНИЙ

Разсматривая щелочные металлы , следуетъ обратить внимание также на такъ называемый аммоний , группу NH₄ , которая въ минеральномъ бесбиа сходенъ со щелочными металлами ; поэтому его относятъ къ нимъ . Въ отдувочномъ (тестономъ) виде NH₄ не поустоя , по причине легкой разлагаемости на аммиакъ и свободный водородъ : NH₄ = NH₃ + H ; но въ виде аммониаки отъ некоторой брели сохраняется , представляя коздробатую массу . Для этой цели аммониаки калия облитываютъ красными растворомъ калииума NH₄Cl , при этомъ NH₄ защищаетъ Na , образуя аммонийную аммониаки и выделяя Na въ виде NaCl ; при этой реакцие выделяется некоторое количество водорода , которого выделяется темъ меньше , темъ ниже температура . Водный растворъ аммониаки реагируетъ какъ бы шдратъ окисного соединенія аммониа - NH₄OH , но на самомъ деле такое соединеніе не известно , такъ какъ оно тотчасъ разлагается въ NH₃ и H₂O .

Разсмотримъ некоторые свойства соли аммониаки

Аморфный алмоний, нашатырь

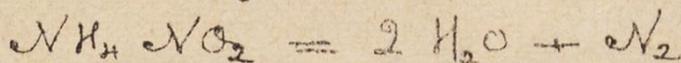
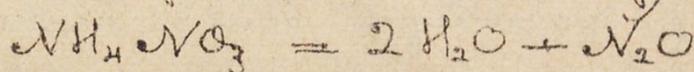
NH_4Cl получают в древние времена фителами африканского оазиса^{*)} переработкой бердюфского кобоза; теперь же добывание NH_4Cl производится искусственно из газобиты воды, насыщенной углекислотой и испарением; образующий продукт еще весьма нечист, поэтому для очистки его подвергают возгонке и получают в воде стехиометрической кристаллической массы, состоящей из праймских и шпайк (соединяется как бы из призматических, хотя кристаллизуется в октаэдрах) и в таком виде нашатырь поступает в продажу. Он легко растворяется в воде и кристаллизуется без кристаллизационной воды; при нагревании, темнеет, перегоняется, отчасти диссоциирует. При дальнейшем нагревании (при 150°) он разлагается на HCl и NH_3 , что доказывается изысканием плотности паров: при 150° она равна как раз $\frac{1}{2}$ теоретической веса. Можно прямо доказать диссоциацию, даже уже при температуре кипения воды. Действительно, при кипячении в реторте водного раствора NH_4Cl или шпайк засыпав в реторте явко кислую реакцию, что указывает на содержание в нем HCl , а в при-

*) В упомянутом оазисе стоял храм Юпитера Аммонического и полагают, что благодаря этому и произошло название "Аммонийских солей".

емкого шевелення ота присутствія неге устуту-
воюючою амміаком.

Изъ другихъ солей аммоніа мѣстою указать на
свѣрнокислый аммоній $(NH_4)_2SO_4$, получа-
ющійся насыщєніемъ свѣркой кислоты амміакомъ;
эта соль не особливо хорошо растворима въ водѣ,
при нагреваніи разлагается на NH_3 , N_2 -воду и бѣдго-
ляетъ свѣрристо кислую амміатную соль NH_4HSO_3 ;
кристаллизуется безъ кристаллизационной воды.

Азотнокислый аммоній NH_4NO_3 и
азотистокислый аммоній NH_4NO_2 ; оба
эти соли разлагаются по своему разложению при
нагреваніи; они бѣдговяютъ всю воду:



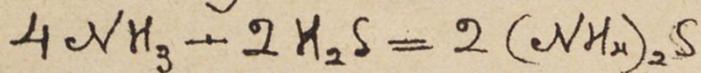
Углекислый аммоній $(NH_4)_2CO_3$ полу-
чается перегонкой нашатера съ $CaCO_3$, при чемъ въ
присутствіи образуется бѣлая кристаллическая масса
углекислого аммоніа.

Составъ продажнаго углекислого аммоніа предѣл-
яетъ изъ себя, какъ-бы середину между средней
 $(NH_4)_2CO_3$ и кислой $(NH_4)HCO_3$ солями и казѣ-
вается полуморнокислымъ аммоні-
емъ $(NH_4)_2CO_3 \cdot (NH_4)HCO_3$; въ то мѣсто, что про-
дажная соль содержитъ смесь кислой углекислого
аммоніа съ карбамидной солью аммоніа $CO \begin{matrix} NH_2 \\ | \\ O-NH_4 \end{matrix}$
оно тако и дѣлѣно бѣтъ, тако какъ если берется
нашатеръ и сухой мѣнетъ, то при этихъ условіяхъ

происходит взаимодействие из CaCO_3 углекислого газа, а из NH_4Cl - аммиака, которые при взаимодействии и образуют аммиачную соль карбамидовой кислоты $\text{CO} \begin{matrix} \text{NH}_2 \\ \text{ONH}_2 \end{matrix}$, кислой же соли при этом не образуется; но обыкновенно шпатель содержит некоторое количество влаги, присутствие которой и обуславливается образованием кислой соли, так что в коке и коксовом обыкновенно имеют смесь из карбамидо-кислого аммония и кислой углекислотной соли.

Что касается средней и кислой солей, то они могут переходить одна в другую, смотря по условиям. Средняя соль в сухом виде постепенно теряет аммиак и переходит в кислоту, в водном же растворе более прочной оказывается средняя соль.

Связанной аммоний $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ образуется в кристаллах, если при низких температурах пропускают окислы водорода в сосуде, наполненном сухим аммиаком:



Она представляет из себя безцветное, весьма непрочное, летучее кристаллическое вещество, неприятного запаха и довольно сильно ядовитое. В воде $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ растворяется и дает безцветную жидкость, в которой, по всей вероятности, находится аммиак и кислая сульфосоли свертывающей водородной аммоний $(\text{NH}_4)\text{HS}$ но такая безцветная жидкость получается лишь

при отсутствии кислорода воздуха, такъ какъ въ присутствіи его $(NH_4)_2S$ помешаетъ кислородъ и дастъ кислотную фидкость (въследствіи разложенія газомъ сероводорода на воду и серу, растворяющуюся въ аммиакъ) при этомъ образуются сульфиды, которые обыкновенно и употребляются въ лабораторной практикѣ.

Щелочно-земельная группа.

Къ металламъ щелочно-земельной группы принадлежатъ Барій ($Ba = 137$), Стронцій ($Sr = 87$), Кальцій ($Ca = 40$) и Магній ($Mg = 24$).

Хотя по системѣ Менделѣева къ этой группѣ принадлежатъ также цинкъ, кадмій и ртуть, но если брать совокупность свойствъ многихъ соединений этихъ трехъ металловъ, то оказывается, что удобнее отнести ихъ къ другой группѣ.

Металлы этой группы двузначны и ихъ окислительныя соединения съ кислородомъ соответствуютъ типу RO . Соответственно величинѣ атомнаго вѣса этихъ металловъ имъ свойственны и различныя свойства въ свойствахъ ихъ окисловъ и гидридовъ, такъ какъ при этомъ они имѣютъ возмѣщеніе ихъ окислительныя соединения, то окажется, что наименѣе

Линія Металловъ

Листъ 5.

растворимыми из них являются соединения Ba
— $BaSO_4$ почти совсем нерастворимы (1 г. в 40000 г. H_2O)
затем следуют сернокислые стронций $SrSO_4$ ко-
му-то лучше растворимый; сернокислый кальций
значительно больше растворим в воде. Это же ка-
сается магнезии, то его сернокислая соль хорошо
растворима в воде. Но если мы сопоставим гид-
раты оксидов этих металлов, то увидим, что
их растворимость также последовательно изме-
няется с увеличением атомного веса, но только
обратно сравнительно с сернокислыми соединениями.
Здесь уже наименее растворимым является гид-
рат оксида Mg и наиболее растворимым — гидрат
оксида Ba . Если же рассмотрим стехиометрическую
прочность гидроксидов солей этих металлов, то
окажется, что наиболее прочною, почти совсем нера-
створимую, является гидратированная соль, затем со-
единения, кальция и наконец магнезия, которая уве-
личивая свои весовые части распадается. Относитель-
но хлоридов и азотидов солей этих ме-
таллов можно сказать, что хотя оксид Ba и рас-
творим в воде, но в степени растворимости их
занимается также некоторая постепенность, как
и сернокислых солей, только менее резко пара-
физка.

Общий же характер этих металлов характеризуется
в значительной трудности растворения большинства
их соединений. Самыми распространенными и изобил-

кальцъ истинный этой группы является кальций и съ него мы начинаем нашъ описаніе.

Кальцій (Ca = 40)

Въ природѣ кальцій находится въ громадныхъ количествахъ и является самымъ распространеннымъ изъ всехъ металловъ изъ группы металловъ ; соединенія его находятся въ изобилии въ водѣ, начиная отъ образования углекисл. известняк. земл. формаций земли, кончая скелетомъ всехъ животныхъ.

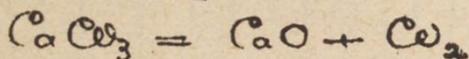
Металлическій кальцій получается поדרךю штейна электролизомъ его хлористаго соединенія ; притомъ получается онъ въ видѣ металла фреята извѣстнаго, обладающаго значительнымъ блескомъ, который сохраняется въ сухомъ воздухѣ ; уд. в. = 1,58 ; окисляется разлагаясь въ водѣ при обыкновенной температурѣ и въ влажномъ воздухѣ окисляется, хотя не такъ быстро, какъ натрій.

Кислородн. соедин. кальція.

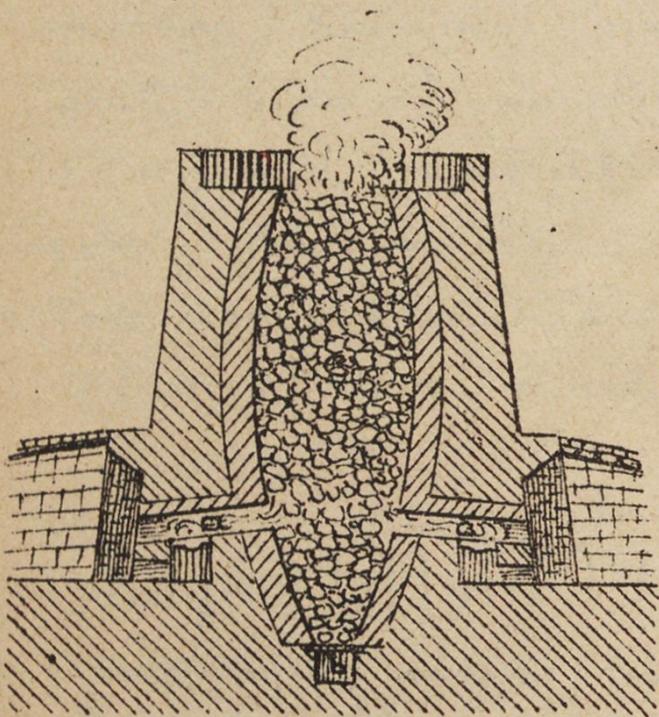
Кальцій, окисляясь кислородомъ воздуха, образуетъ окисъ кальція, такъ называемую известь CaO , весьма известное вещество, употребляемое для многихъ целей. Она въ природѣ въ свободномъ состояніи не встрѣчается, а обыкновенно соединяется въ крапиво-землю и находится въ видѣ углекислой и сернокислой солей. Обыкновенно известь добываютъ разложениемъ известняковъ соединеній въ печи.

и мы опишем раціональнѣйшій и употребительнѣйшій способъ добавленія CaO изъ углекислота въ осадочный.

При накаливаніи CaCO_3 разлагается по уравненію:



Если обжиганіе CaCO_3 производится въ замкнутомъ пространствѣ, то выделяющаяся CO_2 не удаляется, давление увеличивается и приходится температуру держать весьма высокою; но если CO_2 свободно удаляется, то температура разложения можетъ быть значительно понижена и дѣлается довольно красноречивымъ фактомъ. Для обжиганія употребляютъ каменную



печи съ тонкими (а) стѣнами, лажанъ внизу для выведенія обожженнаго CaO (б) и са- мый вышнѣобразный мѣ- стный обжиганія (с), ко- торое сверху засыпается уг- кислой известью; продукты сгорания свободно удаляются изъ обжигаемой массы черезъ открытое верхнее отверстіе

печи. Такія печи дѣйствуютъ непрерывно, ибо снизу мѣсто постоянно вырывается CaO , а сверху засыпается въ печь ковшомъ крѣпко неразложившагося известняка.

Полученная после обжиганія известь сохраняетъ еще тѣ же куски, которые находились накаливаніемъ, потому что связь частицъ не разрушается (на воз- духѣ куски распадаются), вслѣдствіи потепшенія воды

и углекислота.

Примененія извести весьма разнообразны и самое большее количество ее идет на изготовленіе цементовъ, соединяющихъ кирпичи и каменные кладки.

Для этой цели CaO подвергаютъ действию воды, какъ говорятъ „гасятъ“, причемъ получается гидратъ окиси кальция: $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$

При этой реакціи отлучается такое много тепла, что вода кипитъ. Если вода взята въ избытке, то $Ca(OH)_2$ получается въ видѣ некакого аморфнаго порошка, который будетъ разбитомъ въ воду, носитъ названіе известковаго молока, представляющаго себѣ сильное оскопаніе. Для цементовъ готовятъ гашеную известку въ видѣ сухой тѣстообразной массы, смешиваютъ ее пескомъ и затѣмъ уже употребляютъ для кирпичныхъ кладокъ.

Такая цементная масса при стоянн на воздухѣ претерпѣваетъ значительныя измѣненія, а именно: въ-первую часть известка поглощаетъ изъ воздуха CO_2 и превращается въ более твердую углекислостойкую массу, а во-вторую при продолж. стоянн на воздухѣ $Ca(OH)_2$ и находящаяся въ видѣ песка кремнеземъ при взаимодействіи образуютъ силикатъ, представляющіе собою твердую, компактную массу.

Еще более удобн для затвердѣванія представляетъ гидравлическій цементъ,

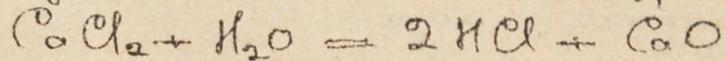
получающийся при тесном соприкосновении и как шихта-
ни гашеной извести с глиной. Для затверждения
необходимо присутствие громадного количества
воды; процесс затверждения сопровождается кооб-
разованием химических соединений между известью,
кремнеземом, глиноземом и водой.

Пределная известь CaO негашена и содержит раз-
личные примеси, поэтому если желают получить
химически чистую известь, то берут обыкновенно
белый мергель или раковинки мелких мор-
ских животных (эти вещества состоят из ги-
ста $CaCO_3$), прокашивают их сперва в горни,
а потом кладут в тигель, обжигают небольшо-
мим количеством воды и тогда можно прокаши-
вают, что способствует получению более чистой
извести.

Вещь более большого количества гидрата окиси кальция
употребляется для приготовления беленой извести.

Хлористый кальций $CaCl_2$ получается
как побочный продукт при многих химических
производствах; например, при приготовлении ам-
миака из нашатиря и извести; в воде хорошо
растворим и весьма гигроскопичен. При раство-
рении в воде и кристаллизации концентрирова-
нных водных растворов $CaCl_2$ в кристаллизооб-
рается с 6т. H_2O ; из раствора, нагреваемого до
 200° выпадают кристаллы хлористого кальция
с 2т. H_2O и представляют пористую массу, ко-

торая употребляется для сушения газов. При дальнейшей повышении температуры и эта последняя кристаллизационная вода удаляется, получающаяся смесь плавится и некоторая часть ее с остатками воды разлагается по ур-ию:



Получаемая при красном каменном плавящаяся прозрачная масса при остывании затвердевает в полупрозрачную кристаллическую массу.

Фтористый кальций CaF_2 в природе встречается в виде минерала плавикового шпата, употребляется уже в чуждой древности, как плавик для выплавки руды. Непресторим в воде и слабых кислотах, кристаллизуется в ромбической системе (кубы или октаэды, или их комбинации) и обладает весьма характерными свойствами флуоресцировать при нагревании.

Хлорноватисто-кислый кальций $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ на практике имеет весьма обширное применение, ввиду как составная часть в **белом известе**, представляющую собой смесь в наибольшем количестве хлористого кальция и $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ и которого издается извести. Образуется беловатая известь при действии хлора на сухой порошок водной окиси кальция на холоду. Употребляется для дезинки, так как она с кислотами окис-

способна вбѣдѣннѣ хлоркислотистую кислоту, разлагающуюся на хлоръ и O_2 , кромѣ того она употребляется при дигенерации. $Ca(ClO)_2$ получается при выпаривании растворовъ дѣшевой извести въ густомъ видѣ и представляетъ дѣшево порошкообразное тѣло издающее запахъ хлора.

Сѣрнокислый кальцій или **сѣрнокислѣ известковая соль** $CaSO_4$ встрѣчается въ природѣ въ двоякомъ видѣ; въ видѣ безводной соединенія съ двумя молекулами воды $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, она наиболѣе распространена и носитъ названіе **гипса**, и кромѣ того въ видѣ безводной соли $CaSO_4$, называемой **ангидридомъ**. Гипсъ образуетъ характерныя кристаллы одноклиновидной системы и представляетъ по большому виду кристаллическую массу; при нагреваніи до $110-120^\circ$ теряетъ кристаллизационную воду, но при нагреваніи съ водой снова съ ней соединяется и затвердѣваетъ. Если же гипсъ нагревать выше 200° , то онъ теряетъ эту способность и присоединяетъ воду весьма медленно, не затвердѣвая. При нагреваніи съ углемъ распадается на CaO и SO_2 и кислородъ, который соединяется съ углемъ.

Азотнокислый кальцій $Ca(NO_3)_2$ прежде употреблялся для получения каменной соли, но теперь особаго значенія въ практикѣ не имѣетъ.

Углекислый кальцій $CaCO_3$ находится въ природѣ въ различномъ видѣ, какъ-то: мѣль

мрамор, известковый шпат и т.д. Мрамор представляет собой остатки раковин моллюсков и является продуктом доломитовых месторождений.

Мрамор также состоит из углекислого кальция и представляет собой или безупречное твердое вещество, или же бывает окрашен в различные цвета от присутствия окисей железа, марганца или углей и т.д. Наконец углекислый кальций является в виде кристаллов в комбинации с формой гексагональной системы - известковый шпат, макидский шпат (ромбоэдр), в виде кристаллов ромбической системы - аррогонит, и представляет собой почти совершенно чистый $CaCO_3$.

Искусственно шпат получают $CaCO_3$ действием углекислого газа на водный раствор окиси кальция, в виде аморфного осадка, который при кипячении в воде шпата переходит в кристаллическую массу.

В чистой воде $CaCO_3$ нерастворим, но в присутствии углекислого ангидрида растворяется с образованием кислой соли, тогда собственно и выделяются образования накипи в котлах при кипячении воды. Это в том, что в воде, содержащей некоторое количество CO_2 , часть углекислой извести растворяется, но при нагревании и выпаривании воды углекислый ангидрид испускается, а следовательно и $CaCO_3$ выпадает из раствора, образуя кристаллическую массу, отсюдающую на стовиках сосудов в виде накипи.

В природе больше количество CaCO_3 образуют
сталактиты и сталагмиты, получающиеся испаре-
нием воды, содержащей ввиду присутствия CO_2
значительное количество углекислого кальция.

Связанный кальций CaS можно по-
лучить возгонкой смеси гипса угля при прока-
ливании; он растворяется в воде с образованием
сульфогидрата кальция и окиси его. Весьма замеч-
ательное свойство CaS (также стронциата и строн-
ция и бария) флуоресцирует, испуская в темноте
яркое свечение. На основании этого при-
готавливаются светящиеся краски с помощью угле-
кислой извести из стран.

Барий ($\text{Ba} = 137$)

Барий встречается в природе преимущественно
в виде сернокислой соли BaSO_4 - тяжелой
шпата, углекислой BaCO_3 - витерита

Природный сернокислый барий сульфитом газа полу-
чения солей бария; для этого его прокалывают
с углем, причем он возгоняется в серни-
стый барий BaS , который обработкой соляной кис-
лотой можно перевести в хлористый барий и т.д.

Металлический барий мало известен и получается
в виде неплавящегося порошка электролизом
из хлористого бария; с кислородом барий дает
два соединения - окисл бария BaO и перекись BaO_2
 BaO представляет собой некристаллическую массу

и получается протоангидрид азотно-кислого бария.

ВзО энергично соединяется со водой, такое это соединение абсолютным средством; продуктом соединения ВзО со ней является гидрат окиси бария, или гидрид барита $Ba(OH)_2$, который растворяется в воде (баритовая вода) и при выпаривании раствора выделяется в кристаллическом виде с 8 частями кристаллизационной воды; при нагревании теряет крист. воду, но гидратную воду таким способом отделить нельзя.

Перекись бария BaO_2 получается при нагревании окиси бария в струе кислорода до $300-400^\circ$ и представляется белым порошком. При растворении перекиси бария в сильной кислоте получается перекись водорода и если к этому раствору прибавить баритовой воды, то выделяется уже белая перекись бария.

Селенокислый барий $BaSe_4$, как уже говорили, встречается в природе и в искусственном виде применяется для изготовления дуговой лампы; искусственно готовится из соли барита осаждением из соляной кислоты; такой осадок представляет отличную белую краску, так как $BaSe_4$ очень прочен и не изымается от влияния атмосферного воздуха; щелочи и слабая кислота на нее не действуют.

Хлористый барий $BaCl_2$ есть первый продукт при обработке баритовых руд; он

хорошо растворимы в воде и кристаллизуются с 2 т. H_2O , на воздухе не разлагается, только отщепляется от хлористого, магнезического и стронцианного; в безводном спирте не растворяется.

Азотнокислый барий $Ba(NO_3)_2$ довольно трудно растворимы в воде и кристаллизуются без кристалл. воды; употребляется для приготовления бергаиевских очков, так как они при горении окрашивают пламя в зеленый цвет.

Стронций ($\gamma = 87$)

Стронций встречается в природе в виде сернокислой соли $SrSO_4$, которая называется целеститом; и углекислой $SrCO_3$, называемой стронцианитом. Марская вода и некоторые источники содержат небольшие количества сернокислого стронция. Сернокислый стронций, подобно сернокислому барью, употребляется для получения его остаточных солей.

Металлический стронций можно получить электролизом из расплавленного хлористого соединения; он имеет фиолетово-белый цвет, уд. в. его = 2,54 как отсюда можно видеть на кальций.

Оксид стронцианов стронцианов SrO получается из BaO и получается подобно ему прокаливанием азотнокислой соли. Она энергично соединяется с водой и образует водную окись стронция $Sr(OH)_2$, которая при прокаливании разлагается

порошки гашеной извести; в горячей воде она довольно хорошо растворима и кристаллизуется при охлаждении в виде шпата $Sr(OH)_2 \cdot 8H_2O$; растворяясь обкарифицирует известную щелочную реакцию и пороки.

Соединения стронция (преимущественно азотнокислый стронций) употребляется для бенгальских огней, вследствие способности при горении окрашивать пламя в интенсивный карминово-красный цвет, а также имеют применение в виде шпата и углекислой соли, в сахарном производстве при извлечении сахара из свекловичной.

Магний $(Mg = 24)$

Магний весьма распространен в природе и почти всюду встречается как элемент; он находится в морской воде в виде стронциевой и хлористой соли и частью в виде углекислой, но эта последняя будучи растворима (и то довольно трудно) лишь в воде, содержащей CO_2 , выпадает в виде осадка и, всегда на дне, образует капиллярные; далее, магний находится в виде минералов доломита (двойная соль $MgCO_3$ и $CaCO_3$) и магнезита (чистой $MgCO_3$)

Металлический магний получается восстановлением хлористого магния $MgCl_2$ металлическим калием при сплавлении в закрытых тиглях; на практике обыкновенно вместо $MgCl_2$ берут менее чистую двойную соль $MgCl_2 \cdot NaCl$. Сплав-

мелкую массу затаивъ вщелачиваютъ вадри и для
 оксидателской очистки попутенки вей порошкообразной
 мажнй подвергаютъ перегонкѣ при доломитовомъ
 жарѣ. Она имѣетъ серебристо-бѣлую цвѣтъ, уд. в. ея
 = 1,75; плавится при темно-краснокаменномъ жарѣ,
 а при яркѣ-красномъ перегоняется; сухой воз-
 духъ на него почти не дѣйствуетъ, на бѣлѣномъ
 же онъ медленнѣе окисляется; вадри при обжиганнѣ
 кай температура не повышается. Золотистый на
 воздухѣ онъ горитъ яркимъ бѣлымъ пламенемъ,
 весьма богатѣмъ уастрофриветомъ вѣмъ мукамъ,
 на темъ основано примѣненіе его въ фотографіи
 для искусственнаго освѣщенія. Онъ очень крѣпокъ
 и тягучъ, поэтому изъ него легко приготовляютъ про-
 тонки и нити, а въ этомъ послѣднемъ вадри
 онъ также и находятъ примѣненіе въ практикѣ.

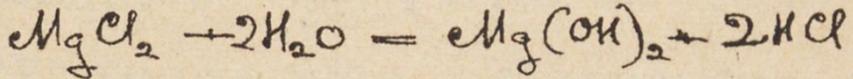
Для того чтобы мажнй предохранить отъ дѣй-
 ствія воздуха, его часто сплавляютъ съ небольшо-
 шимъ количествомъ цинка.

Оксид мажнй MgO , магнезія, полу-
 чается прокашиваніемъ шуграта окиси мажнй.
 $Mg(OH)_2$ или магнезита $MgCO_3$; представляетъ
 изъ себя аморфный бѣлый, неплывающій порошокъ,
 которой употребляется въ медицинѣ подъ именемъ
 жженой магнезіи (тагназіа уста).

Если въ растворѣ магнезій или принять родка
 кали, то образуется бѣлый аморфный осадокъ вадри-
 кой окиси $Mg(OH)_2$, которой при нагреваніи от-

даются воде и превращаются в магнезию. $Mg(OH)_2$ в воде растворяется весьма трудно и показывает слабую щелочную реакцию.

Хлористый магнезий $MgCl_2$ получается растворением окиси или углекислой соли в соляной кислоте; при выпаривании этого раствора на воздухе происходит разложение раствора и мелко: соляная кислота улетучивается и остается магнез. окиси.



Но если в раствор прибавить камчатера, то получается двойная соль $MgCl_2 \cdot NH_4Cl \cdot 6H_2O$, которая может быть получена и безуменка без разложения. При прокаливании сухого остатка камчатера улетучивается и остается безводный хлористый магнезий в виде расплавленной кристаллической массы белого цвета, легко плавящейся влагой воздуха и расплывающейся. $MgCl_2$, как уже сказано, находится в морской воде, в соляных источниках и в виде карбоната в Стассфурте, откуда собственно и получается; кристаллизуется из 6 т. H_2O .

Сульфатный магнезий $MgSO_4$ находится в Стассфуртских землях под именем Кизерита ($MgSO_4 \cdot H_2O$), в морской воде, в соляных источниках, а также в Эпсе в виде горной, или английской соли (Эпсомской), ильющей состав $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ и употребляющейся в меди-

изна, как магнезитовое. Сернокислый так же, как и хлористый, магнезий способен действовать с щелочными металлами двойная соль, напр. $MgSO_4 \cdot K_2SO_4 \cdot 6H_2O$ в которых сернокислая соль щелочного металла как бы занимает одну часть воды. Взаимодействует на воздухе, а также при нагревании $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ теряет воду до $1H_2O$, которую освобождает лишь при нагревании до 240° ; тогда опять часть воды в $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ и замещаются ими щелочных металлов, доказательством тому служит то обстоятельство, что двойная соль легко отдает всю кристаллизационную воду.

Сернокислая магнезитовая соль, кристаллизующаяся с 7т. H_2O , гораздо легче растворима в воде, нежели $MgSO_4 \cdot H_2O$

Кислый фосфорнокислый магнезий $MgHPO_4$ есть мало растворимый, белый, аморфный осадок, получающийся от смешения растворов дву-металлического фосфорнокислого калия K_2HPO_4 и какой нибудь магнезитовой соли; но большего внимания заслуживает кристаллический осадок двойной соли $MgNH_4PO_4$, ко-торая называется фосфорнокислой - аммиачно-магнезией и получающейся из $FePO_4$ растворяется, но только в присутствии аммиака

Другие же свойства имеют другие металлы, дающие с азотной кислотой соли с формулой $R'SO_4$, как то: Zn, Ni, Co, Fe (за-...)

и хлористого алюминия; она прибавляется иногда в органических фибриллах и дает повод к образованию известковых камней.

Углекислый магний $MgCO_3$ получается осаждением какой нибудь соли магния углекислыми щелоческими, при этом замедляется образование известкового осадка, состоящего из основной соли $(MgCO_3 \cdot 4Mg(OH)_2)$; при этом густота увеличивается окислением углекислоты.

Чистой же $MgCO_3$ можно получить искусственно, растворяя магнезит в воде, содержащей CO_2 и когнатовая густота раствора; вследствие того CO_2 выделяется, а $MgCO_3$ в воде кристаллов отлагается; но в таком виде углекислый магний не может пройти, только естественным и легко переходит в основную соль.

Кремнекислый магний встречается в природе в виде его фазолит в виде микроана серпентина, употребляющегося для изготовления ступок, подметкиков и т.д., а также в добываемой густоте воды — морская глина и думная для бидеики шундштуков.

Окончив описание металлов II, ^{ав} группы и их соединений, переходим далее к описанию остальных металлов, располагая их так, как мы уже собирались раньше, по степени убавления элементской энергии.

Первыми металлами в этом ряду будут стоять оловянные.

Алюминий ($Al = 27,04$)

Алюминий в свойствах некоторых соединений сходен с металлами второй, щелочно-земельной, группы и каковы-либо сходство проявляется между ними и бериллием.

В природе алюминий весьма распространен и наибольшую часть встречается в виде силикатов, как-то: полевого шпата, гнейса и т.д.; во время его образования в виде довольно чистой окиси, образуя драгоценные камни: сафир, окрашенный в синий цвет окисью кобальта; рубин - красного цвета, как предполагается, от окиси хрома; корунд - в кристаллическом виде, весьма чистый; в смеси же с ферроманганом образует нефелин.

Алюминий - металл трех-атомный; формулы его соединений могут быть как простые, напр. хлористый алюминий по определенности плотности пара при низких температурах, изобразится формулой Al_2Cl_6 ; если же плотность пара определяется при высоких температурах, то формула хлористого алюминия оказывается несколько иной, а именно $AlCl_3$.

Металлический алюминий получается, подобно магнию, действием металлического калия на Al_2Cl_6 . Но так как безводный $AlCl_3$ получить еще труднее, чем $MgCl_2$, то поэтому на практике обыкновенно берут двойную соль его с $NaCl$. Она пред-

получается из смеси алюмини́я осефедкисит иль шизо-
танен или аммиакомъ въ водѣ зблгого студенистаго
осадка, легко растворимаго въ кислотахъ; послѣ на-
кашбенія гидратъ становится нерастворимымъ въ
кислотахъ, но если его сплавить съ кислымъ серно-
кислымъ калиемъ (при высшихъ температурахъ вы-
дѣляется свободную серную кислоту), то онъ переже-
дится въ сернокислый алюмини́й, растворимый не
только въ кислотахъ, но и въ водѣ. Гидратъ окиси
алюмини́я легко растворяется въ щелочахъ, образуя
алюминаты.

Хлористый алюминій Al_2Cl_6 полу-
чается при карбонизации алюмини́я въ струѣ хлора;
на практикѣ же добываніе хлористаго алюмини́я
ведется, подобно хлористому бору и кремнію, т.е.
берутъ безводную окисъ алюмини́я, смешиваютъ
ее съ мелко истолченными углемъ, смачиваютъ
какой-нибудь органической жидкостью — масломъ, па-
токомъ и т.д., формируютъ изъ полученной массы
образки массы шарики и прокашиваютъ ихъ въ
струѣ хлора, при чемъ Al_2Cl_6 возгоняется въ
прозрачные кристаллы; на воздухѣ Al_2Cl_6 при-
тягиваетъ влагу и распадается. Изъ растворовъ
хлористаго алюмини́я кристаллизуется съ
 $4H_2O$, но безводная Al_2Cl_6 изъ этихъ кристал-
ловъ состоитъ изъ $Al_2Cl_6 \cdot 4H_2O$ разлагаясь
на свободную кислоту и окисъ алюмини́я. Хлористый
алюмини́й даетъ двойные соли съ $NaCl$ и KCl .

Бромистый Al_2Br_6 и йодистый алюми-
ний Al_2I_6 весьма сходны с хлористым алюми-
нием; они также могут, по передъ возгонкой предвари-
тельно плавятся.

Фтористый алюминий Al_2F_6 вь тврь-
гается вь видъ двойной катровой соли вь Исландии
и называется криолитомъ; вь водъ Al_2F_6 не рас-
творяется, тьмъ и отличаетя отъ другихъ галлен-
идныхъ соединений; онъ не растворяется вь крепкихъ кис-
лотахъ.

Сульфатный алюминий $Al_2(SO_4)_3$, по-
лучающийся растворениемъ шрота окиси алюминия
вь серной кислотъ, на практикѣ также его получа-
ютъ кагльбеніемъ глины вь серной кислотѣ, при-
чемъ каждыйшійся вь глину кремнезёмная соедине-
ния вьодъляются вь осадокъ, а $Al_2(SO_4)_3$ остаёт-
ся вь растврь, изъ котораго эта соль и вь-
щелачивается; вь водъ $Al_2(SO_4)_3$ хорошо раство-
рется и изъ раствора вьодъляется вь видъ пер-
хлоридовъ и вьодъ кристалловъ вь 18 ч. H_2O
Сернокислый алюминий даетъ вь K_2SO_4 двойную
соль $K_2Al_2(SO_4)_4 \cdot 24 H_2O$, называющую кагльбеніе кбас-
цовъ (alumen), илующихъ преимущественно вь кра-
сильномъ дьмѣ; но вь послѣднее время для этой
цели стали употреблять шестый $Al_2(SO_4)_3$.
Преимокіе это состоитъ не способности шрота
алюминия образовывать вь разлитіемъ красильнымъ
веществомъ окрашеніе осадка, кагльбеніе вь лакаши,

употребляющимися в красильном деле для окра-
шивания тканей и для составления различных кра-
сок, напр. акварельных, масляных и т.д. Также
если в растворе какой либо соли глицерина
придобить органических красок, напр. камеше-
вого дерева, краповых красок и т.п. органиче-
ских красящих веществ и потом прибавить
щелочи, так тогда глицерин выделяется, — то в
осадок перейдет глицерин, окрашенный этими
красящими веществами, которая соли по себе
в воде растворимы. Это показывает, что гли-
церин способен соединяться с красильными ве-
ществами, и такое соединение водно не разлагается,
краски тогда становятся нерастворимыми в воде,
т.е. как бы покрыты лаком, оттого и по-
лучены эти осадки названы лаками.

Для окрашивания тканей на практике припи-
тывают их с помощью соединением и
затем опускают в красящую жидкость.

Это касается квасцов, но они пользуются об-
работкой квасцового камня, представляющего
то основную соль алюминия, соединенную с
сернокислотой серы, но также готовят
их обработкой глицерин серной кислотой и по форму-
ле совместной кристаллизацией с сернокислотой
кальцием. Квасцы в воде легко растворяются
(1 г. H_2O — 2 г. квасцы), при этом в горячей жа-
idamente больше и выделяются из раствора

В виде прозрачных октаэдров из 24 т. H_2O . Замечательно, что в полных октаэдрах кислоты образуются в том случае, если раствор содержит свободную серную кислоту; в случае же целого раствора кислоты получают в кубах, средние же растворы дают комбинации куба и октаэдра.

Существует целый ряд кислот, в которых кристаллы замещаются аномальными или металлами как-то: калием, аммонием, литием и т.д.; серу можно замещать ся, аномальными: осмием, титаном, а аномальный можно замещать хромом, ванадием и т.д.

Сидрат окиси алюминия представляет собою настолько слабое основание, что он непосредственно реагирует со слабыми кислотами и образует в средних солях так называемые неустойчивые соли при обыкновенных условиях, но при низких температурах они все-таки могут быть получены. Устойчивые соли других металлов, а также соединений аммония образуют прямо гидраты.

Кремнекислород алюминий весьма распространён в природе и входит в состав некоторых минералов, как напр. полевого шпата, пироксена и др. В чистом виде он представляет глину, которая обыкновенно даёт окрашенную окислами, преимущественно Fe , в разности цвета; совершенно же чистый кремнекислород алюминий называется каолином или фарфоровой глиной, встречающейся

сравнительно редко замечаем в Индии, в особенности тонкого порошка, в Китае, в Индии и у нас около Якутска Теркиновской губ., но только более низкого качества. Если такую глину смешать с водой, тогда получается твёрдая масса и затвердевает при прокаливании, то получается терракотовое, пористое, охрищенное тело, способное противостоять действию многих реактивов. В Индии такого качества особенно употребляют глины на изготовленные различные изделия. Для приготовления изделий, твёрдую массу глины формуют, так как она весьма пластична, и затвердевают обжигают, причем происходит значительное сжатие объема, при котором в сырой неочищенной глине нередко случается даже растрескивание; кроме того такая глина является на столько пористой, что не может удерживать жидкости. Для устранения, в сырой неочищенной глине этих свойств, напр. при изготовлении гонимого фарфора, глину смешивают с мелко-раздробленным полевым шпатом и тогда даже прибавляют несколько шпата и мелко-кварцевого песка, которые плавятся при обжигании, заполняют поры и образуют непрозрачную массу. С той же целью обожженные пористые сосуды покрывают глазурью из полевого шпата, погружая их в воду, в которой развешены мелкие порошки полевого шпата;

пористая масса высвобождает воду и покрывается слоем порошка, который преобразуется в мажур по мере высыхания при старитковом обжиге. Фарфоровые изделия имеют большее приращение при химических работах, так как мажур их не разрушается кислотами.

Из сводки анимации куклы еще упомянуто зрелищно замечательным кремневым веществом, устричариком или мажуром камня, который представляет собой сводки кремнекислого анимации с серой и натрием. Оно встречается в природе около Байкальского озера в кристаллах приливной системы, отчасти безвредных, отчасти окрашенных в различные - зеленые, синие, фиолетовые цвета. Оно при накаливании становится матовым и приобретает весьма яркий синий цвет при накаливании которого пока еще не выяснено, хотя полагают, что оно зависит от содержания сернистого сводки. Искусственно устричарик готовится следующим образом: глину смешивают с серой, сводкой и углем и подбергают прокаливанию в закрытых тиглях без доступа воздуха, при этом получается зеленая масса, которую обрабатывают водой, смешивают с водой и вновь прокаливают, но только уже при доступе воздуха; тогда получается переход зеленого цвета в синий. В таком виде устричарик употребляется, как яркая синя краска.

Линия Металлов

Лист 8.

в фиброзе и для питания тканей. При действии на него кислота окисляется, выделяя H_2S .

Хромъ (Cr - 52.4)

Хромъ отличается отъ алюминія способностью давать въ кислородной степени окисленія. Соединенія этого металла шире распространены и встречаются въ большихъ количествахъ; главнѣйшая его руда — это хромистый железнякъ $Cr_2O_3 \cdot FeO$ изоморфной съ магнитнымъ железнякомъ $Fe_3O_4 = Fe_2O_3 \cdot FeO$, и встречается на Уралѣ, въ Америкѣ, Норвегii; руды попадаются красная обшчовая руда. Почти все количество хрома окрашено въ яркіе цвѣта и много изъ нихъ употребляется въ красильномъ искусствѣ.

Съ кислородомъ хромъ даетъ три степени окисленія: закисъ — CrO , окисъ — Cr_2O_3 и ангидридъ хромовой кислоты — CrO_3 . Закисъ имеетъ только одну соответствующую соль — $CrCl_2$; все количество соединений соли хрома имеютъ составъ, отбѣгающій окиси. Хромистый ангидридъ не даетъ соли съ кислотами, а реагируетъ съ окислителями, образуя соли по составу соответствующія двухъ-основной хромовой кислотѣ H_2CrO_4 , но такой кислоты въ свободномъ состояніи не существуетъ. Обработка хромистаго железняка ведется для получения соли хромовой кислоты, а не окиси хрома. Для этой цѣли хромистый железнякъ прокаливается

ютъ съ щелочами на воздухе, притомъ изъменяются
хромистой окисью какъ поглощаетъ кислородъ воздуха,
окисляясь въ хромовой окиси, которой соединяясь
со щелочью, образуетъ хромово-щелочную соль.

Металлический хромъ можно получить возстано-
вляющимъ окисью углерода, но больше удобней способъ
полученія состоитъ въ возстановленіи жоркого хрома
металлическимъ калиемъ, притомъ къ соли при-
дѣляютъ цинка, въ которомъ растворяется получа-
ющійся металлическій хромъ; изъ такого раствора
цинкъ удаляется азотной кислотой, которая на
хромъ не действуетъ, хромъ же остается въ виде
свѣтло кристаллическаго порошка. Плавится метал-
лическій хромъ лишь при очень высокой темпе-
ратурѣ, застываетъ при охлажденіи въ твердую бес-
цветную массу. Серная и соляная кислоты
растворяютъ его съ выдѣленіемъ водорода; на воз-
духѣ не измѣняется, при накашеніи же сгораетъ
въ окисъ; воду разлагаетъ при накашеніи.

Изъ солей закиси хрома, какъ мы уже упоминали,
известна хромистая хромъ CrCl_2 ,
которой получается при карбонизации жоркого хрома
 Cr_2O_3 въ струѣ водорода, притомъ выдѣляется хо-
роводородъ и CrCl_2 , представляющій собой темно кри-
сталлическое тѣло, легко растворимое въ водѣ, это
соответствуетъ закисленимъ карбонатамъ и обра-
зуются голубой фидкости, способной чрезвѣчайно
легко поглощать кислородъ воздуха и переходить

тогда в соединении окиси хрома.

Щелочи из раствора хлористой соли осаждают гидрат окиси хрома.

Окись хрома Cr_2O_3 получается при прокаливании гидрата окиси $Cr_2(OH)_6$ в виде тонкого зеленого порошка. Легко-осаждаемый гидрат окиси хорошо растворим в кислотах, но если его прокалить, то получается окись, уже нерастворимая в кислотах. Гидрат окиси представляет собой слабо-зеленый порошок, получающийся при уксусной щелочи на соли окиси хрома; в избытке щелочи он растворяется с образованием уксусной, в аммиаке же — с образованием розового уксусной. При прокаливании дву-хромовокислого калия $K_2Cr_2O_7$ с барной кислотой получается барокислый калий, а хромовая кислота возматовывается в окись ярко-зеленого цвета, которая под влиянием гюнкеновой зелени идет, вследствие своей прочности на воздухе и способности протискиваться шквалистым реактивом, — на приготовление зеленых красок; так же ею замываются ярб шадянку, которая под влиянием кислорода воздуха измывает свой цвет и, кроме того, отмигается адобитостью.

Хлорный хром Cr_2Cl_6 в безводном состоянии получается, подобно хлорному аммиаку, как аммиак окиси хрома с углем в струе хлора; она возматовывается и получается в крашбате флюиетовых пластинках, почти нерастворимых

в воде и переходящих в раствор зеленого цвета. Оно
ко имеет гидриформатского кипения с водой, из ко-
торого кристаллизуется в зеленых и желтых цветах
 $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Из водного хлоридного раствора простыми ис-
парением безводного получают кристаллы, так как при
этом происходит разложение на хлорводород и окис
хрома.

Селенокислотный хром $\text{Cr}_2(\text{SeO}_4)_3$ получается
растворением окиси хрома в серной кислоте. Если
кристаллы сернокислого хрома растворить в воде,
то получается раствор фиолетового цвета, который
при нагревании переходит в зеленый; переход
этот сопряжен с некоторыми изменениями свой-
ства. Так, если в фиолетовый раствор прибавить
спирта, то получается кристаллический зеле-
ный осадок, между тем как зеленый раствор
этого осадка не дает; если же осадок из фиоле-
тового раствора нагревать, то он переходит в
аморфный. Практики различной окраски еще не бы-
ли; некоторые приписывают зеленый цвет
образованию основных солей, другие — в существе-
ственном различии степеней гидратации.

Из сернокислой соли хрома при смешении его с
 K_2SeO_4 можно получить кристаллы, составленные по
типу алюмокалиевых: $\text{K}_2\text{SeO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SeO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$, в ко-
торых также на место К и S могут быть по-
ставлены также металлы и металлоиды.

На практике для приготовления этих растворов

двуазотнокислоту соли в слабой серной кислоте и в такой растворе пропускают сернистый газ.

Виссия степень окисления хрома имеет характер кислоты и она преимущественно употребляется на практике, напр. в красильном производстве.

Кроме хромового ангидрида CrO_3 , есть еще одна степень окисления Cr_2O_7 , которая получается в виде кристаллов при действии перекиси водорода на раствор хромовой кислоты, хотя CrO_3 есть кислотный ангидрид, но соответствует той же кислоте, как мы уже говорили, незвестно; это же касается соли этой кислоты, то она получается и на практике часто употребляется; состав соли хромовой кислоты определяется с помощью серной кислоты, напр. соли калия образуются так $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и ее можно изморозить.

Исходным материалом получения соли хромовой кислоты служит хромовый феррит $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ который при нагревании со щелочами весьма легко поглощает кислород, причем окис хрома переходит в CrO_3 , а этот последний, как кислотное вещество, соединяется со щелочью и дает легко-растворимую щелочную соль. При этом вся масса окрашивается в фиолетовый цвет и получается средняя соль $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, кристаллизующаяся в ромбической системе без кристаллизационной воды.

Если на раствор такой соли подыметь слабую серную кислоту, то выпадает из $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ часть

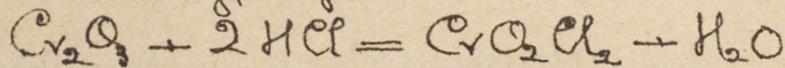
CrO_3 и соединяется со оставшеюся K_2CrO_4 , образуя в растворе двухромокислый калий $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, называемый на практике хромпиком и представляющим собой пары в крупицах фиолетово-красных, безводных кристаллах трехкишечной системы, весьма устойчивых на воздухе.

На соль $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ можно смотреть, как на соль перхромовой кислоты, соответствующей по составу извѣстной соли пересырной кислоты $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$.

Если къ водному насыщенному раствору двухромокислого калия прибавить серной кислоты (равной объема), то при оставании изъ раствора выдѣляется CrO_3 в количествах кристаллах, на думаящихся при этом еще больше пестрит, такъ какъ она действуетъ на катоду окисляющимъ образомъ, разлагаясь сама сперва въ перекись CrO_2 , и потомъ въ окисъ; на этомъ основанъ способъ двухромокислого калия и серной кислоты употребляется какъ окисляющее средство и при этомъ только кристале взятъ раствора, только энергично идетъ окисление. Растворъ хромовой кислоты разлагается также отъ действия света, выдѣляя бурую двуокисъ; на этомъ свойствѣ основано применение его въ фотодарии.

Хромъ даетъ съ хлоромъ и кислородомъ соединения, а именно: хлористый хромистый сульфурину SO_2Cr_2 , и именно: хлористый хромил CrO_2Cl_2 , или хлор-ангидридъ хромовой кислоты.

иота, поступающий при действии соляной кислоты на хромовый ангидрид.



Хлористый хромовый по свойствам весьма сходен с хлористым сульфурным и отличается от него несколько менее своей летучестью.

Хотя удельный вес хрома и равен 7,8, но он однако не приписывается к тяжелым металлам, что происходит вследствие превращения им замещающих металлов своих свойств.

Тяжелые или рудные металлы.

До сих пор мы рассматривали металлы, удельный вес которых (исключая хрома) не превышает 6, таковые металлы мы называли легкими.

Теперь же перейдем к группе металлов, удельный вес которых больше 6^{ми}; таковые металлы встречаются в виде различных руд, имеющих постоянный состав и представляющих собою или окислы напр. феррозо, марганец и т.д., или сульфиды соединенный -- свинец, медь, феррозо и т.д., или же как концентраты руды, как напр. галмей, состоящий из смеси углистого и кремнистого цинка.

Наконец рассмотрим эту группу с сходством между собою тяжелых металлов: феррозо (Fe = 56), марганец (Mn = 55), кобальт (Co) и никель (Ni), а также все которые встречаются в смеси близкими 59. Несмотря на близость атомных весов, сходство между

иногда весьма туское. Для них известны две степени окисления - закисное MO и окисное M_2O_3 ; для фелоза окисная соединенія являются каибольше преобладающими, для марганца они менее преобладают закисная, а для никкеля и кобальта они будут уже преобладающими, потому что эти металлы и безрогтаются легко в закисную соединенія. Для некоторых из этих металлов известны еще третья степень окисления MO_2 ; напр. для фелоза FeO_2 называется фелозной кислотой, известной также в виде соли. В частности для марганца известна еще соединеніе, наз. марганцовый оксидирид Mn_2O_7 .

ЖЕЛЕЗО (Fe = 56)

Железо в природе очень распространено, самой распространенной рудой является FeS_2 - фелозный колчедан, который не водится для выплавки фелоза, потому что не существует еще действительного способа для удаления серы, а прилив серы и фосфора придает металлу хрупкость; поэтому болотная руда также не водится для приготовления фелоза, так как она по выделению органического происхождения и всегда содержит опять таки серу и фосфор. Далее идут магнетит фелозный как Fe_3O_4 , встречающийся большими массами, как напр. на Урале и в Бразилии, известная степень из мелкого фелозняка; и земный стый сидерит $FeCO_3$. Эти руды уже дают

Линия Металлов Лист 9

флюза хорошего качества. Из шестого вида флюза выстреливается очень редко, и то только в конных космических произведении.

Обыкновенный способ добавления металлов из руд сводится к восстановлению окисей углем. Если же руда не представляет уже готовых окисей, то ее стараются перевести в флюзию или иными способами в один из окисей.

Переработка кислородных руд флюза в металлургическое флюзо по существу весьма проста, потому что окисей флюза при смешении какими-либо с углем, водородом, окисью углерода и др. восстанавливающими веществами, взятыми в избытке, легко восстанавливается. Но для усовершенствования того флюза в форму, разлитую в горниле угля, не плавится, и потому не отделяется от шлака механическими подмывкой, которая, как известно, вытекает из флюзной руды. Таким образом, не только более быстрое добавление большего количества флюза действием образует, потому что после каждого восстановления необходимо было бы ограничить то количество, в котором какое-либо руда с углем. Это устраняется следующим образом: весьма эффективным для практики является флюза: она особенно при большом количестве соединяется с небольшим количеством (от 2 до 5%) углерода, и тогда дает тугоплавкий сплав, который не плавится

в фару, разбиваемого горячими углями в воздухе, поэтому металлургическое железо прямо из руды не получается, а образуется только через дальнейшую переработку чугуна; первый же продукт, извлекаемый из руды, есть чугун. Сплавленная масса его расплачивается в печи — под шлаками, то есть, сплавившимися в фару печи рудными подмесьями. Если бы эти рудные подмеси не прибавлялись, то окисляющимися бы пещь, в которой производится выплавка руды, тогда неизбежно было бы непрерывное продолжение выплавки чугуна. требовалось бы периодически охлаждать и снова нагревать пещь, а следовательно, — как раскопайте топилы, а потому при производстве чугуна стремятся получить в пещи как можно больше сопровождающей руды, в виде сплавленной массы или шлага.

*) Первичные способы выплавки железа и стали производимы способами периодическими в горючих поддонах кузнечных.

Начиная с непрерывного действия паровых или известе-обжигающих до непрерывных стержневых качалок или непрерывной выплавки чугуна — всякое техническое производство становится освобожденным и совершенным при условии непрерывного действия по возможности всех органов производства.

Во углерод феллозо дасть два соединения, которые собственно не представляют кристаллического аморфного железного, так как феллозо не растворяется углеродом в одном каком-либо определенном количестве, а может содержать его, как мы уже говорили, от 2 до 5%. Соединения феллоза с углеродом называются сталями и чугунами, смотря по содержанию углерода, и по способу приготовления; в чугунах кроме углерода содержится еще некоторое количество кремния, серы и фосфора. Стали содержат незначительное количество углерода (от 1 до 2%) и для приготовления ее прямо из чугуна употребляют два способа: способ бессемера и пудлингования. Первым способом, казавшимся по имени изобретателя бессемерованием, состоит в том, что расплавленный чугун помещают в особую большую грушевидную посуду, приготовленную из огнеупорной глины и феллоза, пропускают сквозь нее ток воздуха, вследствие чего углерод и железный окисляются и получается мягкое феллозо, которое превращается в сталь прибавлением чугуна. По спектру получаемого пламени судят о количестве окисления. Вторым способом пудлингование, заключается в том, что расплавленный чугун подвергают в отражательной или пламеннато печи действию струи воздуха. Расплавленная масса покрывается при

этого вскорь своим окиси; ее переборачивают
а переимчивают фемзубилии шестами. Во время
этого переимчивания она густеет и наконец
собирается в комки, называемые крицью.

Умерот впрозрачен этот процесс ввиду мед-
ля в виде окиси умерота, крепкий окисля-
я в крепкую кислоту, соединяющуюся с
окисью фемза в шакь; сахара и фосфорат фем-
фе окисляются. По зауставлению сахара можно
судить о конце окисления.

Химически чистое фемзо пишется пропу-
сканием водорода над карбоню окисью фемза
в виде теркой парашка, загорающего на воз-
духе; плавится оно в пламени триугольного га-
за и по составу представляет собою сереб-
ряно-зольный, мягкий, тягучий и ковкий металл;
при нагревании большого количества такое фемзо пред-
варительно размягчается, так что можно мо-
жет коваться и свариваться. $\text{Уг. в. в.} = 7,84$.
Фемзо сильно притягивается магнитом, при
каком-либо терлет это свойство, но при охла-
ждении вновь приобретает.

Как и утюг, так и сталь проявляют не
всегда одинаковые свойства, что зависит от
того, медленно или быстро они были охлаждены
из расплавленного состояния. Медленно охла-
жденный утюг обладает мягкостью, сгорблен-
ный, напротив, непонятно растворимостью в кислотах;

онг остается при дуговой кислоте осадок графита, выделяется водород; так же тугоплавки называют СВЯЗЬМЪ или МЯГКИМЪ.

Это есть обыкновенная форма, в которой употребляется тугоплавки для отливки разнообразных предметов, потому что в этом состоянии тугоплавки не столь хрупки, как в виде СВЯЗЬМЪ ИЛИ МЯГКИМЪ (быстро охлажденная), не оставяющего после растворения частицы графита, а выделяющего угля, в нем содержащегося в виде углеродистых водородов.

Подобно этому различается сталь быстро охлажденная — закаленная и медленно охлажденная — мягкая. В химическом отношении эти две стали проявляются такая же разница, как и в описанных видах тугоплавки, т.е. мягкая, растворяется в кислотах, выделяется водород, а закаленная — водород в смеси с углеродом. При быстром охлаждении повторяющейся закалки и отпусками теряет свойство закаливаться.

Во всех разнородных кислотах даже в уксусной железе выделяется водород; исключение составляет лишь азотная кислота, из которой кроме водорода, выделяется еще окис азота; но собственным икато существует уксусная азотная кислота — она не растворяется железа и даже напротив — поднимает в

ней, железо теряет свойство растворяться в
 других кислотах; и получается так же извеща-
 емое пассивное железо. Отвешается такое
 явление образованием на поверхности железа тон-
 кой слоя окиси, неразстворимой в кислотах
 (особая модификация окиси железа). Сухой воз-
 дух на железо не действует; но влажный же
 воздух око покрывается слоем ржавчины, пред-
 ставляющей собою шурата разнородных веществ
 и, кроме них, еще отчасти аммиака, прити-
 ка содержания которого пока неизвестно. В воде,
 несодержащей воздуха, железо так же не изме-
 няется. Хорошо отполированное железо подвер-
 гнутое протравлению окисленному во влажном
 воздухе, но как скоро пошлется ржавчина, то
 она распространяется не только по поверхности,
 но проникает и внутрь металла, что отвешается
 тем, что железо и ржавчина составляют
 между собою гальваническую пару.

В кислородной железу дает две степени окис-
 ления: закис FeO и окис Fe_2O_3 , дающие соответ-
 ствующия соли:

Закисная соединения

Закис железа FeO получается при нагре-
 вании шурата закиси в воздухе гермом парника;
 в шестом воздухе око мало известна, так как
 фадно поглощает кислород и переходит в выс-
 шую степень окисления.

Гидратъ закиси $Fe(OH)_2$ получается въ виду
 большого осадка, если въ раствору совершенно чистой
 закисной соли принять гдкой щелочи, но она дей-
 ствительно измѣняетъ цвѣтъ, переходя сперва въ темно-
 зеленый (это объясняется образованиемъ промежуточ-
 ной степени окисленія Fe_3O_4 , называемой магнит-
 ной окисью), а затѣмъ въ бурый гидратъ окиси.

Изъ солей закиси также употребляется строн-
 цонселензитовая соль $FeSO_4$ или железный
 купоросъ, получаемый раствореніемъ окисловъ
 въ серной кислотѣ, но на практикѣ для этой
 цѣли обыкновенно берутъ железныя отходы, глав-
 ную массу которыхъ составляетъ ржавчина. При
 дѣйствіи серной кислоты образуются жел-
 зистыя водороды, возстановляющія окислы соеди-
 нѣнныя желѣза въ закисныя, а послѣднія, реагируя
 съ кислотой, даютъ $FeSO_4$. Другими источниками
 получения сульфата желѣзиста являются FeS_2 , ко-
 торый предварительно обжигается на воздухѣ, при-
 чемъ одинъ пай S улетучивается, соединяясь съ
 кислородомъ въ SO_2 , а не оставшійся FeS дѣй-
 ствуетъ серной кислотой; получается серо-
 водородъ и $FeSO_4$; оставшіе же на воздухѣ FeS по-
 нимаютъ кислородъ и также переходятъ въ $FeSO_4$.
 Железистый купоросъ представляетъ, какъ и все со-
 ли закиси желѣза, синюю зеленую цвѣта
 кристаллы; въ раствѣ почти незаметно окра-
 шиваніе. Кристаллизуется въ моноклинической

в закисках.

Хлористое железо $FeCl_2$ получается при действии сухого хлороводорода на раскаленное до красна железо. Оно при обыкновенной температуре не растворяется в воде и кристаллизуется с $4H_2O$. При вливанием $FeCl_2 \cdot 4H_2O$ разлагается на HCl и закис железа, которая переходит в окис.

Серахристое железо FeS получается осаждением сероводорода из закисах солей железа в присутствии щелочи. Если осаждают сероводородом окисную соль, то осаждается магнезит FeS и H_2S возстаковывает. Соль окиси в щелочном растворе.

Углекислое железо $FeCO_3$ в природе встречается в виде сидерита, железняка ипата и искусственно при известном угле разлагается тогда с образованием углекислого окиси.

ОКИСЬ ЖЕЛЕЗА СОЕДИНЕНИЯ.

Окис железа Fe_2O_3 встречается в природе в различных минералах, как-то: железный блеск, красная железная руда или кроватки итд. искусственно получается прокалыванием углекислого, а также, как побочный продукт, при изготовлении карбонизированной серной кислоты в виде бурого порошка, идущего для покрывки стекла и металлических предметов и как краска для стекла, идущая на масляные краски.

Гидрат окиси железа $Fe_2(OH)_6$

(такая удвоенная формула получается плотностью пары хлористого железа) получается в виде бесцветного мелко-бурых осадка при осадке из щелочной соли^{*)} состава $Fe_2H_4O_5 = Fe_2O(OH)_4$.

Белая руда представляет собой состав $Fe_2(OH)_6 \cdot Fe_2O_3$. При высушивании и прокаливании $Fe_2(OH)_6$ сначала легко выделяется вода, и затем в некоторый момент как-бы загорается, т.е. теряет некоторое количество тепла, и получающаяся окис становится нерастворимой в кислотах. Уплотненный гидрат $Fe_2O(OH)_4$ после быстрого кипячения делается также частью нерастворимой в кислотах. Природными индиферентными гидратами окиси выделяется в значительной степени присутствие железа.

При кипячении средней уксусно-кислой соли железа происходит распад ее на гидрат окиси железа, нерастворимый в уксусной кислоте, и свободную уксусную кислоту, остающуюся в растворе. Такая же особенность обладает и уксусная соль алюминия, поэтому эти соли железа и алюминия употребляются в котельном анализе для отщепления их.

Хлорное железо Fe_2Cl_6 . (при высоких температурах $FeCl_3$) получается обработкой железа сухим хлором при нагревании и перегоняется в виде темнокоричневых кристаллов, легко растворимых в воде и дающих при взаимодействии блану.

*) Проп: окиси железа. При кипячении такой осадке уплотняется, теряет воду и дает гидрат

Водный раствор его обладает свойством раство-
рять окиси железа, образуя двойные соли; из та-
кого раствора можно действием получить гидрокси-
д растворенный в воде:

Стернокислое железо $Fe_2(SO_4)_3$ получается
растворением окиси в серной кислоте; при испаре-
нии раствора выделяется белая аморфная масса
трудно растворимая в воде. Ее можно получить
также при кипячении $FeSO_4$ с крепкой серной кис-
лотой. $Fe_2(SO_4)_3$ дает с сернокислыми солями це-
ментных металлов железные квасцы, представля-
ющие из себя безцветные кристаллы.

Соли окиси железа по большей части являются
окрашенными в желтый цвет, соли закиси в зеле-
ный или же безцветные.

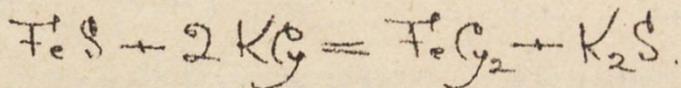
Синеродистые соединения железа

Синеродистые соединения железа имеют не только
общирное применение особенно в красильном деле.

Соли какуюнибудь соль железа осадить циани-
стыми калием, то масса получается белой си-
неродистой окисью железа $FeCy_2$, который
в изобилии KCy растворяется, давая двойную соль
 $FeCy_2 \cdot 4KCy$, называемую железной кровяной
солью. На практике железная соль готовится из

*) Название "кровяной" она получила вследствие приго-
вления ее из отбросов крови, содержащихся на дожде.

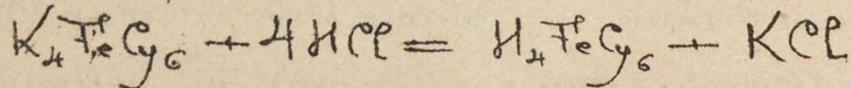
органических азотистых остатков и измельщенную феллозу. Для этой цели органические остатки, как то обрезки коры, розовы, коренья и т.п. смываются от поташем и измельченными феллозой, и подвергают какашвению в феллозках соудом. При какашвении органические остатки разлагаются, при этом выделяющиеся азот и углерод в присутствии поташа образуют KCN, а старая^{*)} соединяется с феллозой, образуя FeS; эти вещества массу оставляют стоять некоторое время, в продолжение которого происходит реакция: старое феллозо и углеродной каши вступают в двойной обмен с образованным синеродистым феллозо и K₂S, что видно по уравнению:



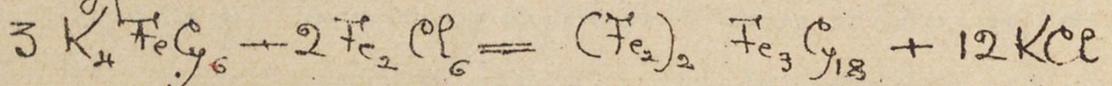
Получаемая FeCy₂ с избытком KCy соединяется в феллозную соль, которую и выпаривают в воде; из раствора она кристаллизуется в пурпурных кристаллах с 3 H₂O. Она не подвергается под действием обыкновенных двойных солей, так как в ней совершенно отсутствуют характерные свойства составляющих ее солей; в ней также уже открыта феллоза обыкновенным реактивом на закисное феллозо; только так же KCy становится нерастворимым и свойства его пропадают; так что основываясь на этом, формулу ее правильно писали таким образом K₄FeCy₆. Из которых принципом ее же соль осадок феллозисто-син-

*) Старая содержится в больших количествах.

перодисто-водородной кислотой H_4FeS_6 , в которой FeS_6 является радикалом, и водород ее может быть замещен иными другими металлами. Она получается при сильном кипячении раствора желтой соли с соляной кислотой:

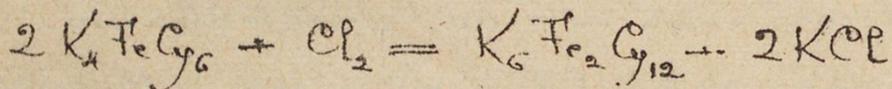


Желтая соль дает осадки разлитых веществ почти со всеми тяжелыми металлами; со всеми окиси железа она дает белый осадок, называемый берлинской лазурью, причем бескалийный получается вместо ее железом и реакция изображается уравнением:



Берлинская лазурь $(Fe_2)_2(Fe_3S_{18})_3$ в воде и минеральных кислотах не растворяется, но в растворе щавелевой кислоты растворяется и дает белый осадок. При неполном замещении калия желтой соли железом получается берлинская лазурь, растворимая в воде.

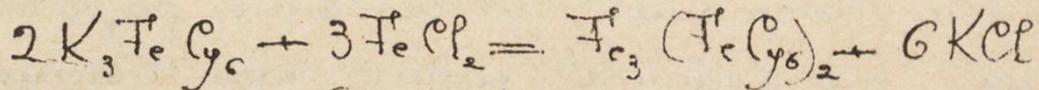
Если же желтую железную соль действовать хлором, то получается красная железная соль или соль Шенника:



Результат реакции тот, что соль закиси железа при действии хлора переходит в соль окиси, состав которой можно написать разитно: $Fe_2S_{12} \cdot 6K_2 = K_6Fe_2S_{12}$ или, сокращая на два, для удобства запоминания, K_3FeS_6 .

Соль эта хорошо растворима в воде со зелено-
ватой окраской и кристаллизуется в красноват
кристаллах триклинной системы, обладающих
дихроизмом, сходящим для них в том,
что при проходящем свете они кажутся крас-
ными, при отраженном - зелеными. Она реагиру-
ет с соединениями с замкнутой цепью разнородных
металлов.

Если действовать на нее соединениями окиси железа,
то осадка не происходит, так как образуется
аморфное железо растворимое в воде; если
же действовать соединениями закиси железа, то по-
лучается синий осадок турбулентной мажурки
или сини:



Упомянутые еще выше свободные радикалы легко окисля-
ющиеся соли, образующиеся железом солью при
действии азотной кислоты; эти соли содержат
элементы окиси азота и потому называются
нитро-железисто-аморфными метал-
лами или нитро-пруссидами.

Таже всегда получают соль калия NO_2FeCl_5NO
кристаллизующуюся с $2H_2O$. Предполагают, что
ее можно рассматривать как красную соль, в
которой NO_2 замещена группой NO .

Заметьте, что с сурьмяными соединениями
металлами описываемая соль дает характерное
яркое красное окрашивание.

Марганецъ (Mn=55)

Марганецъ довольно распространена въ природе и встречается въ различныхъ минералахъ, иногда также, какъ по金石, въ некоторыхъ горючихъ породахъ; также всего встречается его кислородная соединенія; важнейшая въ практическомъ отношении его руда - пиролюзитъ MnO_2 ; изъ нея въ технике получаютъ высшія степени окисленія и его же получаютъ для приготовления хлора и кислорода.

Металлическій марганецъ получается изъ окиси прокалываніемъ въ ее ушело и представляетъ собою довольно мягкій металлъ со слабымъ разобіеи отъ тѣнкости, плавящійся лишь при высшихъ температурахъ въ горнахъ съ поддуваніемъ. На воздухе онъ легко окисляется, горитъ фиолетово; воду медленно разлагаетъ при обыкновенной температурѣ и быстро при нагреваніи; обладаетъ магнитными свойствами, но только значительно слабѣе, чѣмъ железо. Въ послѣднее время марганецъ кашеи для себя обширное примѣненіе въ виде сплавовъ съ железомъ, ферроманганъ, для приготовления такого называемаго зеркального чугуна.

Кислородныя соединенія марганца.

Марганецъ даетъ съ кислородомъ несколько степеней окисленія: MnO - закисъ, Mn_2O_3 - окисъ,

Mn_3O_4 - магнитная окись или закисс-окисс, MnO_2 - перекисс, H_2MnO_4 - марганцовистая кислота и Mn_2O_7 - ангидрид марганцовой кислоты H_2MnO_4

Из этих окислов первые три представляют слабые основания, четвертый отчасти действует слабо, скорее даже слабо-кислотными свойствами, а два последние косят уже кислотный характер. Относительно прочности сводимый эти окислы можно разделить следующим образом: 1) в присутствии воды закисс MnO и соответствующая ему MnO_2 наиболее прочны и являются закисс MnO и соответствующая ему MnO_2 . 2) если же производить окисление при отсутствии воды и в присутствии щелочей, то замечается стремление окисляться в высшей степени и сводимый дают ему марганцовистую кислоту H_2MnO_4 . 3) если же присутствуют вода и щелочи, то происходит окисление в образующийся перекисс MnO_2 , давшие которой око не производится, т.е. и появляются при регенерации хлористых остатков, так как тогда получается закисс марганца, которую карбонизируя с водой и щелочью в присутствии воздуха переводят в перекисс, необходимую для дальнейшего получения хлора.

Закисс марганца MnO получается в виде темно-зеленого порошка при прокаливании в закрытых сосудах шрота закисс. *Лист II*

или же восстановившись в струе воздуха ка-
кою-нибудь окисью

Гидрат закиси $Mn(OH)_2$ получается
в виде белого аморфного осадка при прише-
вании щелочи к соли закиси; он быстро бурхнет
на воздухе, переходя в белую просефутотную
окисль; представляет довольно мягкое скование;
не растворяется в избытке принятой щелочи,
а с кислотами дает соли розового цвета.

Из солей закиси мы рассмотрим: хлори-
стый марганец, углекислый, сернистый и серно-
кислый.

Хлористый марганец $MnCl_2$ по-
лучается как побочный продукт при добывании
железа из перекиси марганца и соляной кислоты;
он изморозится в хлористом марганце и кри-
сталлизуется с $6H_2O$.

Углекислый марганец $MnCO_3$ или
марганцовый шпатель получается осаждением
закиси солей марганца углекислыми щелочами
в виде белого осадка, который представляет
углекислую соль с слабо кислотным характером.

Сернистый марганец MnS полу-
чается в виде обильного осадка темного
цвета, бурлящую на воздухе при действии сер-
нистой аммиака на какую-нибудь соль марганца.

Серно-марганцовистая соль
 $MnSO_4$ получается как побочный продукт, при

попутеніи кислорода изъ перекиси марганца гудъ-
стѣеицею серной кислоты и, криши тогда, гудъстѣеицею
образуетъ при гудъстѣеицею жюра гудъстѣеицею MnO_2
серной кислотой и побаренной солью; она легко
растворима въ водѣ и кристаллизуется изъ рас-
творѣ при низкихъ температурахъ въ розоватыхъ
кристаллахъ съ 7г. H_2O (при 0°) и изоморфна съ
съ ферригидратъ купаросема; изъ тѣхъ раство-
ровъ $MnSO_4$ при обдѣеицею температуръ въ-
кристаллизуется съ 5г. H_2O и тогда изоморф-
на съ $PuSO_4$.

Закисица соли марганца, подобно магнезиан-
кѣеицею соли, даютъ двѣеицею соли, изъ кото-
рыхъ замѣтатѣеицею двѣеицею аммиачная, негда-
ющая съ аммиачномъ гидрата закиси, потому
и употребляется эта двѣеицею соль при обдѣеицею
марганца отъ соли закисица ферригидрата.

ОКИСЬ МАРГАНЦА Mn_2O_3 встрѣается
въ природѣ - какъ безводная, подѣеицею названіемъ брѣа-
унита, и какъ водная, $Mn_2O_3 \cdot H_2O$ подѣеицею
названіемъ манганита; искусственно полу-
чается въ видѣ тернаго порошка прокашива-
ніемъ какаго нибудь окисла марганца въ ат-
мосферѣ кислорода; она растворяется въ соля-
ной кислотѣ съ образованіемъ темнаго раствора,
который уже при слабомъ нагреваніи въидомѣ-
етъ жюръ и даетъ соль соответствующую
закиси; въ серной кислотѣ Mn_2O_3 не растворяется.

Из смеси окиси уксусной на марганцовые кислоты $Mn_2(SO_4)_3 \cdot K_2SO_4 \cdot 10H_2O$, извлекается с обыкновенным квасцами.

Красная окисл или закисл-окисл марганца $Mn_2O_3 \cdot MnO = Mn_3O_4$, соответствующая магнитному железняку, составляет в природе минерал гаусманит и искусственно может быть получена из окиси марганца какою бы то ни было окислительной жидкостью. Эта степень окислительная есть самая прочная из всех окислительных марганца.

Перекисл марганца MnO_2 в виде крупных кристаллов в природе не встречается и потому обыкновенно получают, соединяя песок, землистую примесь и другие окислы марганца. На практике для определения количества перекиси марганца, заключающейся в руде, поступают таким образом: отбрасывают количество руды обрабатывают соляной кислотой и выгоняют при этом хлор пропускают в раствор йодистого калия, при этом происходит соответствующие йоду хлориды, который (йод) титруют (прием количественного анализа) раствором калия перманганата, титруют и определяют количество вышедшего йода или, все равно, заменив его хлором в KJ , а затем и количество кислорода перекиси марганца, заключающейся в руде.

Если марганцовистой кислотой обра-

зуются при прокаливании какого-нибудь окисла марганца со щелочью при доступе воздуха, при этом происходит окисление этого окисла до марганцовистой кислоты K_2MnO_4 , которая со калием щелочи дает марганцовисто-калиевую соль K_2MnO_4 ; для облегчения окисления прибавляют бертолетовой соли или соды. При этой реакции весь марганец переходит в марганцовисто-калиевую соль, зеленого цвета со весьма интересной окрашивающей способностью. После прокаливании такую массу выщелачивают небольшим количеством воды, отчего K_2MnO_4 переходит в раствор; для выщелачивания соли из раствора употребляют отстоявшиеся, такие как при выщелачивании нитрата калия, белогрентис окисления кислородом марганцовисто-кислоты калием; испарением раствора под колоколом воздушного насоса над старой кислотой его получают в зеленых кристаллах, изморозки K_2SO_4 . Если водный раствор таких кристаллов кипятить, то происходит выделение KOH , и K_2MnO_4 переходит в высшую степень окисления $KMnO_4$ - марганцов-кислоты калий, которая при стоянии на воздухе выщелачивается перекисью марганца. Такие переходы из одной степени окисления в другие сопряжены со изменением окраски: сначала зеленая, фиолетовая K_2MnO_4 дает от перехода в $KMnO_4$,

затем при отобии цвета изменяется в красноту
из безжелезистых пережис марганца и как конец обез-
цвечивается (если кислота будет в большом ко-
личестве) так как образуются соли закиси.

В силу такого свойства изменения цвета
повидимому без всякой притихи марганцовистого
кашества соль получила название минерального
железа.

Для приготовления марганцово - кислого каше
 K_2MnO_4 , следовательно, кипятят раствор K_2MnO_4 ,
для избегения перехода пропускают в раствор уше-
кислоту и для прекращения реакции руковод-
ствуются изменением цвета в красно-оранже-
товатый. После этого раствор отстаивают, осаж-
дают и выпаривают, получая таким обра-
зом красные кристаллы шокколитовской смеси,
изоморфные с K_2CrO_4 . Если марганцово кашество
соль внести в охлажденную крепкую серную
кислоту, то выделяются зеленые каше Mn_2O_7 ,
весьма не-
прочная.

K_2MnO_4 принадлежит к весьма сильным окисли-
телям; она даже окисляет клетчатку при обик-
новенной температуре, на этом основании ее упо-
требляют для дезинфекции, каше в откры-
тые сосуды, при этом K_2MnO_4 под действием O_2
воздуха выделяет кислород в виде озона, или
скорее озонизированного кислорода, убивающего

бредниае шиазиа. Веладетвие сиаекоа охиелител-
ноа спеседкоети КеМпОа унопуределютя талефе дна
титровениа феллаа.

Кобальт (Co) и Никкел (Ni)

(отношениа вгса иаа варафаята тислаии биикиикиа)

Въ природя эти металиа вегда сопротелудают
друга друга и ииают весиа биикиа иифа сааа
оходетя, кале въ химическои, тале и въ физиче-
скои: откошениаа, веладетвие тго иаа и будели
резултатрета иаа парамелно. Вадкоиииии ру-
дани дна кобальта абиикта мбшьякобисейи
ии ипейсовай кобальта, вепротаюиия въ
зиеаиияа кристалиааа пратинокаа естелит пр-
иуиествениа въ Саксонии и Кобальтовай блесте
(составий иаа кобальта, ибшьяка и сорб. $CoAs_2(PO_4)$)
отелт 'сходийи' от киавъ; дна никкеля суиестелютя
пододия фе руда: Куперерниккелб, которий еаа
ибшьякобисейи никкелб и Никкелейи блесте.
Добавкиа металиаа иаа этиаа рудаа произвудитя
афизикалиа и востакобиеиель поулелкиааа окисель
уиель при кааииваии.

Никкелб ииает сорботай, ередриетодгаийи
уаааа, блестелет и весиа талутя, тале тто иаа
неа иеко ватаиутя весиа талкиа пратиноки.
Крайнейи уаааа никкелб, блестелая пешробка,
кетарую она иифетя приииелатя и которую со-
хранелетя на вадудеа, потому етго не окиселетя;

дѣлаютъ этотъ металлъ пригоднымъ къ многимъ издѣліямъ. Особенно часто стали въ послѣднее время покрываютъ никкелемъ другіе металлы и дѣлаютъ изъ него античные медали. Изъ него кованата болѣе твердая и красноватая и изъ такой массы. Сплавившіе же они имеютъ уд. в. = 8,5.

Оба эти металла трудноплавки: температура плавленія никкеля и железа между температурой плавленія золота и железа; на воздухѣ окисляются трудно. Свободная кислота какъ кованата и никкель дѣйствуютъ отъ медленнаго, соляная и серная кислоты, даже разбавленныя, растворяютъ ихъ, но лучшимъ растворителемъ нѣжно считаютъ азотную кислоту; такіе растворы содержатъ соли закиси. Съ кислородомъ они даютъ двѣ степени окисленія закиси CoO , NiO и окиси Co_2O_3 и Ni_2O_3 . Соли извѣстны только закисныя, окисленія же никкеля собственнаго нѣтъ, кованата же имеетъ нѣкоторыя двѣицы соли, обогащенныя окисью.

Разсмотримъ теперь въ частности нѣкоторыя соединения, какъ для кованата, такъ и для никкеля.

Закись кованата CoO можетъ быть получена въ видѣ желтого порошка прокаиваніемъ шрота, получающагося осажденіемъ солей закиси щелочами. Если въ растворъ солей кованата прибавить раствора родана кали, то образуется розовый осадокъ осажки солей; если же, наоборотъ, въ кипящій растворъ щелочи бросить кипящій же

растворъ кобальтовыхъ соли, то получается розовый осадокъ шпата закиси $\text{Co}(\text{OH})_2$.

Соли кобальта имеютъ объективно розовый цветъ, а въ безводномъ видѣ - синий; въ водѣ растворяются так же розоваго цвета. Эта перемѣна цвета, зависящая, по шюппю однихъ отъ свѣдѣнія съ воздухомъ, по шюппю другихъ - отъ изоморфнаго превращенія, - даетъ поводъ употреблять растворъ хлористаго кобальта какъ симпатическія термиды, если написать разбѣженнѣмъ растворомъ хлористаго кобальта ка дѣлать думаютъ, то написанное не будетъ видно вслѣдствіе весьма слабаго цвета, свойственнаго раствору кобальтовыхъ соли, а после высушенія написанное будетъ изумительно. Но если казать думаютъ, то розовая соль переходитъ въ безводную голубую и написанное появляется весьма отчетливо; при охлажденіи оно опять пропадаетъ.

Хлористый кобальтъ CoCl_2 получается при раствореніи шпата закиси въ соляной кислотѣ; онъ легко растворяется въ водѣ и кристаллизуется изъ раствора въ красныхъ кристаллахъ, содержащихъ $\text{6H}_2\text{O}$, и выветривающаяся на воздухѣ, изоморфна съ MgCl_2 .

Сѣрникоислый кобальтъ CoSO_4 тоже розоваго цвета, изоморфна съ феррисульфатомъ купороса и сѣрномагнезіальной солью.

Особенно замѣтно для кобальта имѣютъ характерна его окисленія свѣдѣнія.

Окись кобальта Co_2O_3 ищетъ бѣтъ по-

путена въ бѣдѣ шуграма изъ закисахъ своей про-
 пускающихъ черезъ него жезра при издѣлкѣ пудкаго
 камня; шугратъ окиси полуается въ бѣдѣ буро-
 терного осадка, неразборимого въ шемотахъ; силь-
 ная же кислота растворяетъ его, при этомъ бѣдѣ-
 яется жезръ и полуается закисная соль.

Наибольше противили являюта некоторые двой-
 ные соли; изъ нихъ указываю на две: двойная за-
 кисная соль азотно-кислого кобальта и калия,
 и такая же окисная соль. Если взять средний рас-
 творъ (кобальта и калия) и прилить къ нему средний же
 раствор азотно-кислого калия, то полуается
 желтый осадокъ двойной соли $Co(NO_2)_2 \cdot 2KNO_2 \cdot H_2O$
 въ холодной водѣ очень трудно растворимый, но
 въ горячей растворяется довольно легко. Если же
 раствор сильно подкислить уксусной кислотой,
 то полуается желтый же осадокъ окисной соли,
 который неразборимый ни въ холодной, ни въ
 горячей водѣ: $Co_2(NO_2)_3 \cdot 3KNO_2 \cdot H_2O$

Замечательно отношение холодной закисной кобальта
 къ аммиаку; аммиакъ растворяетъ осадокъ холодной
 закисной кобальта, образуя буроватую жидкость, ко-
 торая не бѣдуетъ становится темнѣе и подъ ко-
 нецъ приобретаетъ ярко-красный цвѣтъ; подлинно
 каматера представляетъ осаждение кобальтовыхъ
 солей аммиака, такъ какъ тогда полуается
 по прибавленію аммиака буроватый растворъ, изъ

которого, как и из предыдущего, издрое камни не выделяет закиси кобальта; в этом растворе происходит оседое, сравнительно прочное соединение, называемое аммиачно кобальтовыми или кобальтиаковыми солей.

Если в растворе соли кобальта прилить раствора цианиста камня, то сперва образуется осадок, который в избытке KCN растворяется, образуя двойную закисную соль $K_4Co(CN)_6$, сходную с известной кровяной солью, но только в этой соли характер окисления не изменяется, т.е. она реагирует с кислотами; такое поведение, слабая, соевая кислота разрушает ее, выделяя в виде осадка синеродистого кобальта Co_2S_3 . Если раствор $K_4Co(CN)_6$ прокипятить при доступе воздуха, то происходит окисление закисной соли в окисную $Co_2S_3 \cdot 3KCN$, подобную красной кровяной соли; из этой соли соевая кислота уже не выделяет синеродистого кобальта, а выделяет кислоту, подобную фреитз-синеродистоводородной. Для никеля такого соединения, аналогичного с солью Гемелена, а равно и двойной окисной азотисто-кислой соли, - неизвестно.

Безводные кобальтовыми соединения употребляются как соли краски, хотя улетучиваются из воздуха; при сплавлении с бурой кобальтовыми соединения дают характерное темное-синее стекло; поэтому и употребляют бурю в лабораторной практике для определения присут-

ствія кобальта, шикатъ кобальта также пред-
ставляютъ собой темнo-синія стекла.

НИККЕЛЪ, какъ мы уже говорили, пред-
ставляетъ окисъ двойное сходство съ кобальтомъ,
потому мы и будемъ о немъ говорить вкратчѣ.

Сидратъ закиси Ni представляетъ собой светло-зе-
леный осадокъ; оксидоуксусная закись фекстона или
серого цвета.

Окисъ никкеля получается изъ двойной синериди-
стай соли K_2NiSO_4 действиемъ на нее хлорогена
въ присутствіи гадюка кали, причемъ отъ бра-
нищадъствія хлора съ КОН получается $KClO$, ка-
стятъ кислорода котораго и происходитъ вѣдѣ-
леніе окиси Ni_2O_3 , представляющей изъ себя терко-
дурбий порошокъ.

Соли никкеля зеленого цвета и изоморфны
съ соли магнія, напр. $NiCl_2 \cdot 6H_2O$, $NiSO_4 \cdot 7H_2O$

Металлическій никкель представляетъ собой
зеленый, блестяго цвета металлъ, вследствие
того употребляется для накладки пошробики;
онъ окисъ вѣзко, поэтому изъ него изготавли-
аютъ кестирающіеся монеты.

Перейдемъ теперь къ описанію двухъ сходныхъ
металловъ кадмію (Cd) и кадмію
(Cd), которіе по менделѣевской системѣ при-
числяются къ щелочно-земельной группѣ.

Цинк (Zn-65)

Цинк представляет собой элемент с двойным, но ш.б. отделяется от второй группы по причине двойного удельного веса и других его физические свойства.

В природе цинк встречается преимущественно в виде двух руд: Цинковой обманки ZnS и углекислого цинка, который в чистом виде называется Цинковом шпатом и известном - закисом. Для получения металлического цинка руды его обжигают и полученную окис возгоняют углем. Возгоняние вследствие неустойчивости цинка, производится в закрытых тиглях - как ретортах; и уменьшающийся цинк собирается в приемник в виде сплавленной массы - корочка и отчасти в виде мелкого порошка - цинковой пыли, содержащей много цинка с окисом его. Затем цинк отливается в пакеты или плоские табулы.

Продукции цинк содержит примеси, из которых самой вредной является мышьяк. Удаление его основано на более легкой окисляемости его сравнительно с цинком и потому на практике для этой цели к расплавленному цинку прибавляют серу, которая все мышьяк окисляет в мышьяковую кислоту легко отделяемую от цинка.

Металлический цинк имеет исключительную
и чистоту кристаллической структуры. при обыкновенной
температура он твердый, но капризней до 130° он
становится мягким, так что его можно ко-
вать и прокатывается через валы; при 200° он
становится хрупким, так что его можно из-
мельчить в ступке. Уд. в. цинка = 6,9; он плавится
при 433° и испаряется при сильном крас-
нокаменном жару; парь его воспламеняется
на воздухе и сгорает белым, блестящим,
зеленоватым пламенем в окисл цинка. Как
блеск меди, так и сухой воздух мало действует
на цинк и окисляют его только с поверхности
и попутная окисл предохраняет его от
дальнейшего окисления; он находится под
большим применением в форме листов для раз-
ных подделок; его употребляют также еще
для покрытия железных листов защитно-
ным слоем; такое покрытие цинком же-
леза называется гальванизированием.

Цинк легко растворяется в разбавленных кис-
лотах, в азотной кислоте; он входит в со-
став многих сплавов, как напр. латуни, ней-
зильбера, томпака и т. д. В кислородной цинк
дает одну степень окисления **ОКИСЛ ЦИНКА**
 ZnO ; ее получают сжиганием цинка на воз-
духе или же прокалыванием шрота $Zn(OH)_2$.
попутно образуя при окислении солей цинка це-

логамми. ZnO представляет собой аморфный порошок, который при нагревании фактически, а при охлаждении снова принимает пертокаталитический вид.

Под названием цинкового белого цвета ZnO употребляется, как белая краска вместо свинцовых белых, употребляющихся на воздухе. Но они обладают плохой кроющей способностью и тем же уступают свинцовым белым, отличающимся идеальной кроющей способностью.

Синий окисный цинк $ZnSO_4$, известнейший под именем белого или цинкового купороса, получается, как побочный продукт при добывании водорода. В воде хорошо растворяется и кристаллизуется в безцветные кристаллы с $7H_2O$, изморфизм из карбоната соли, и поэтому ей способна легко отгнать с H_2O .

Углекислый цинк $ZnCO_3$ в природе — цинковый шпат — из раствора цинковых солей углекислота и воды осаждают основную соль в виде белого аморфного осадка, при этом часть углекислота выделяется.

Хлористый цинк $ZnCl_2$ образуется при сгорании цинка в хлористый газ в виде белого аморфного порошка, который употребляется при краско-кашечных фарбах. Он весьма растворим в воде и испаряется на воздухе. Это соединение получается также при растворении цинка в соляной кислоте и выпаривании раствора.

Вследствие большой гигроскопичности оксид сульфидов
сильными обезвоживающими средствами, откишая дофос-
форически присоединенную воду; иль пропитывают
дерево для предохранения его от гниения. Крестки рас-
творы хлористого цинка сриствороме небуза, как
как он разрушает клетчатку. Если кресткий рас-
твор хлористого цинка смешать в пайках ко-
шметках, с ZnO , то получается оксидная соль,
обладающая большой твердостью и ильющаяся при-
липания на практике, как замазка для склеива-
ния предметов, казакских для предвещения в
воду; смешанная с толченым стеклом она
представляет весьма твердый цемент

Кадмий (Cd = 112)

Кадмий постоянно встречается в смеси с цин-
ком и содержится в незначительном количе-
стве в большей части цинковых руд. Как
кадмий кипит при 860° , т.е. перегдо кифе
цинка, то в первых периодах, получающихся
при перегонке цинка, всегда содержится значи-
тельное количество кадмия - до 5%.

Кадмий представляет белый, блестящий, ков-
кий металл, ильющийся уд.в. 8,67 и плавится
при 315° - он шлет цинка, иль баша
с в пробирку и шлет, с ртутью дает
медленно твердую амальгаму, так дает
возможность пользоваться иль при плавке

зубовъ. Во водахъ откошемяхъ окъ шекле энергитамъ,
 тгшиъ цинкъ ; тамъ, окъ съ трудомъ разлагаетъ
 воду и только при слабыхъ какашбѣкии. Дѣйствѣ
 на кислотѣ окъ дѣйствуетъ медленнѣе, но все
 же вѣдѣвается водородъ. Накаменкѣи ка воздухѣ
 окъ горитъ влестящииъ пламенемъ, образуя ду-
 рую окисъ CdO .

Вода соли кадмійа безцвѣткѣи, сходкѣи съ свинцѣи
 цинка, но не изоморфнѣи съ кимъ ; напримеръ,
 сернокислѣи кадмій крстализуется съ $4\text{H}_2\text{O}$
 между тѣмъ какъ цинкъ съ $7\text{H}_2\text{O}$

Окрашенкѣи влється ишѣ сернистѣи кад-
 мій CdS , фрстатѣи цвѣта, идущѣи какъ краска.

СВИНЕЦЪ ($\text{Pb} = 206,4$)

Свинецъ принадлежитъ по своимъ свойствамъ
 ко второй группѣ и ишѣнко къ вѣшнему по
 атомному вѣсу тѣску ея — барію. Окъ тѣмъ
 встрѣчается въ природѣ въ видѣ рудѣ — свин-
 цевато блеска — PbS , изъ которой и полу-
 чается въ металлургическомъ видѣ или простѣи
 одфизикнѣи въ отрапатснѣихъ петлахъ, или
 же востановленнѣи фелъзомъ, притѣи въ по-
 слѣднемъ случаѣ получается сернистое фелъзъ
 и свинецъ, скелпнющѣи на днѣ печи подъ шло-
 камнѣи. Свинецъ въ рудахъ сопровождается незнач-
 итнѣи количествомъ серебра, и если еи окафѣ-
 ся извѣстнѣи процентъ, то свинецъ образотѣ-

воюют для плавки серебра способные трейд-
ванья, основанные на способности серебра не окис-
ляться на воздухе при накаливании, тогда как
свинец окисляется и дает легкоплавкие окислы,
которые могут быть легко удалены от серебра.

Металургический свинец представляет металл
серо-белого цвета с синеватым оттенком.
Он весьма мягок, ковек и может быть про-
катан в листы и вытянут в проволоку, ко-
торая проволока мало сопротивляется разрыву,
также капризер, проволока в $2 \frac{1}{4}$ в диаметре
разрывается уже от тяжести в 2 кг. Уд. в.
 $\rho = 11,4$; точка плавления — 325° . В сухом
воздухе мало изменяется, но в влажном по-
крывается тонким слоем серого закиша,
переходящего потом в окисл, дающее шпатель
окиси и карбонаты, позволяющая углекислоту воз-
духа, в избытке падает углекислоту свинца.

В чистой, не содержащей воздуха, воде он не
изменяется; в воде же содержащей воздух, он
окисляется, образуя водную окисл свинца, которая
растворяется в воде и тем самым способствует
далекошему окислению металла. Если вода со-
держит аммиачный или азотнокислый соли,
то свинец еще легче растворяется; наоборот,
если вода содержит сернокислый соли или угле-
кислый (жесткая вода), то свинец меньше раство-
ряется, так как он покрывается тонким со-

есть углекислой и серно-виниковой соли, которая и предохраняет металл от дальнейшего окисления. Из всего этого видно, что свинец не составляет идеального металла для водород-водных трубок, тем более, тем как сам он, так и его соли отличаются ядовитостью.

Слабая серная и серная кислоты не растворяют свинца; азотная же кислота его легко растворяет. Крзпкая серная кислота при нагревании его также растворяет.

Из кислородных свинца дается несколько степеней окисления, именно: закис Pb_2O , окис PbO , перекис PbO_2 и промежуточную между окисью и перекисью — Pb_3O_4 (суринка), которую рассматривают, как соединенные окисы с перекисью.

$2PbO \cdot PbO_2$, что опробовывается тем же, что при растворении в азотной кислоте она дает перекис. По Менделеевской системе свинец относится к 4 группе углерода и поэтому шифро 310. Не предполагать, что он тетраэдрический, тем более он так же, как и свинец, в азотной органической соединении $Pb(CH_3)_4$, но до сих пор соли свинца соответствуют окис, в которой он является двух-атомным.

Закис свинца Pb_2O мало известное вещество, являющееся в виде серого порошка на металлическом свинце при окислении его на воздухе; чистая закис получается в виде тер-

как порошка при прокаливании без доступа воздуха окислов свинца или азотистосвинцовой соли; она растворяется в кислотах с выделением металлической свинца.

Оксид свинца PbO получается при прокаливании свинца на воздухе в виде желтого порошка; она легкоплавка, темная при дроблении, относится к металлам второй группы. Расплавленная окис при охлаждении застывает в красновато-желтую, гешуэзато-кристаллическую массу, называемую свинцовым металлом, который применяется преимущественно для получения свинцовых солей и для изготовления свинца, а также при варке свисивающихся масел, капримур, свинного. PbO растворяется в крепких щелочах. При дроблении щелочи на соли свинца сперва осаждается основная соль, которая при дальнейшем прибавлении щелочи переходит в гидрат большого убита, растворимый в избытке щелочи; в воде она несколько растворима, при прокаливании легко отдает гидратную воду, превращаясь в окис.

Сурик Pb_3O_4 получается при нагревании металла (около 400°) и представляет собой порошок-ватос красное тело, употребляющееся как краска кипятием от ошпоруé получается легко свисивающаяся краска. При действии сильной кислоты на сурик выделяется азот; от азотной кислоты

образуется растворимая азотнокислотная соль и осаждается перекись свинца.

Перекись свинца PbO_2 — порошкообразное тело, нерастворимое в воде, легко отдающее кислород, переходя в более постыльное окисное соединение; так, например, струя сероводорода, помещенная на перекись свинца, легко загорается на свету кислорода перекиси.

Свинца, как мы уже говорили, имеют большое сходство с свинцом металлов второй группы, в особенности с свинцом бария. Сходство это заключается в некоторой растворимости нитрата, а также и в растворимости других солей; так, азотнокислая и хлористая соли растворимы в воде, а сернокислая, углекислая и хромовокислая — нерастворима.

Азотнокислый свинец $Pb(NO_3)_2$ получается растворением свинцового тела в азотной кислоте; кристаллизуется в безводном кристаллическом октаэдре. При нагревании он разлагается на окис свинца, азоткислотный ангидрид и кислород.

Углекислый свинец $PbCO_3$ встречается в природе под названием свинцового шпата или белой свинцовой руды. Он представляет углекислым щелочам, как азотнокислотную соль, то получается белым осадком осадочной свинцовой соли, состав которой:

$Pb(OH)_2 \cdot 2PbCO_3$. Это соединение, известное под названием свинцовых белил, имеет большое практическое применение. На практике свинцовые белила приготовляются двумя способами, наибольшим спросом пользуются и старинные голландские. Для приготовления белил по первому способу, действуют как раствор оснковой уксусно-свинцовой соли, приготовленной при действии окиси свинца на раствор уксусно-свинцовой соли $Pb(C_2H_3O_2)_2$, углекислым газом при кипячении. Голландский способ состоит в следующем: берутся в трубки свинцовые штыки помещаются в горшки, в которых кашит кешиного уксуса; несколько сотен таких горшков располагаются таким образом, что ряд горшков ставятся на подстилку из свиного кабаньего жира, покрывают их досками; на доски опять кладут подстилку из кабаньего жира, на которую ставятся вновь ряд горшков и продолжают таким образом пока не накопится все заданное. При этом способом образуется масса, действующая кислородом и уксусом как свинец, — оснковая уксусно-свинцовая соль, которая при действии углекислота, разлагающегося при тлении органических остатков, превращается в свинцовые белила; так что по истечении некоторого периода времени все свинцовые штыки превращаются в белила.

Свинцовые белила обладают большою кроющей способностью, состоящей в том, что они способны

образуется рыхлыми тонкими непрозрачными слоями по большей поверхности.

Хромовокислый свинец $PbCrO_4$ встречается в виде желтого осадка при взаимодействии хромовокислого калия с какой-нибудь растворимой солью свинца; на практике это соль употребляется как желтая краска. Если $PbCrO_4$ обработать раствором щелочи, то она может показать различные оттенки, начиная от бледно-желтого до красного.

Сурьмянокислый свинец $PbSO_4$ встречается в природе в виде минерала ангезита; искусственно же получается в виде белого кристаллического осадка при действии горячей кислоты на раствор свинцовой соли; она не растворяется в воде, но растворяется в аммиачном растворе; особенно хорошо в бихромовом аммиаке.

Молибдатный свинец $PbMoO_4$ получается в виде кристаллического осадка при сильном растворе молибдата металла или сильной кислоты в растворе свинцовой соли. Она растворяется в воде только при кипячении.

Иодистый свинец PbI_2 оседает в желто-красные кристаллические штычки, при сильном нагревании растворяется в горячей воде и азотно-свинцовой соли.

Сурьмяный свинец встречается в природе в виде руды наз. свинцовый блескит;

искусственно получается осаждением сероводорода из растворов свинцовых солей и представляет термий осадка.

На практика свинец имеет обширные применения, что главным образом обуславливается его способностью противостоять действию кислот и воздуха. Кроме того он идет, как составная часть, в легкотопкие сплавы. Для увеличения твердости свинца его иногда сплавляют с мышьяком, напр. при приготовлении дроби и пуш.

Олово ($S_{n} = 118$)

Олово известно уже с древнейших времен, но оно и не встречается в природе в чистом виде, а руды его кажутся массами только в некоторых местах: в Ост-Индии, Кордобилье в Англии и в рудных горах в Бразилии. Оно встречается в природе почти исключительно в виде окиси - оловянного камня SnO_2 .

Металлическое олово получается восстановлением оловянного камня углем и очищается переплавкой. Чистое олово получается из ост-индского оловянного камня, из других же мест оно получается в смеси с мышьяком. Олово обладает блеском, как серебро, и в то же время оно мягко, тягуче и легко обрабатывается в тонкие листы, но сыпучие его комочки; ковкость его увеличивается до 100° , при дальнейшем

При повышении температуры олово умягчается и при 200° олово становится довольно хрупким. При низких температурах олово становится также хрупким, в последнее время замечено, что олово не выдерживает наших сильных морозов, разбивается на мелкие кусочки. Уд. в. олова = 7,3; плавится олово при 238°. Калотки олова при сгибании издаются особые трески, происходящий от его кристаллического строения. При обыкновенной температуре олово не умягчается ни в сухом, ни во влажном воздухе; воду олово не разлагает ни при какой температуре и также как его соединения не действует, то олово употребляется для лужения фарфоровой и мягкой посуды. Желтые шесты, покрываемые оловом, косять называющиеся жести, которая применяется в механике во множестве случаев. Шесты олова покрывают трубы перегонки в аппаратах; вода, перегоняемая в таких аппаратах, отщипывается большей чистотой, нежели при перегонке в стальных сосудах.

Из кислот на олово только азотная действует окисляюще; горячая кислота имеет при нагревании способность горючей газе, сильная же только слабо действующая растворяет олово, выделяя водород.

Олово растворяется также в щелочах с выделением водорода и образующиеся при этом соединения называются станами.

От кислородной соли часть идет степени окисления закиса - SnO и окиса SnO_2 ; в низшей степени оно является двух-атомным, а в окиси тотбергов-атомным.

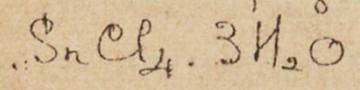
Закис олова SnO . При осаждении углекислыми щелочами соли закиси олова образуется белый осадок шурата закиси $\text{Sn}(\text{OH})_2$, при этом отчасти выделяется CO_2 ; он растворим в горячей щелочи, но не растворим в аммиаке. Если водную окис олова кипятить, то она через воду, преобразуется в безводную закис SnO , которая при доступе воздуха легко окисляется в окис. Из соли окиси укажем на:

Клористое олово SnCl_2 , получается при действии газобразного хлорводорода на металлическое олово. Оно представляет белое кристаллическое летучее вещество, растворимое в воде и употребляющееся под названием оловянной соли в красильном искусстве, как протрава. Оно имеет стремление окисляться в окисное соединение и поэтому употребляется, как восстановитель.

Сурьистое олово SnS получается при осаждении соли закиси олова сероводородом в виде бурого осадка, нерастворимого в безводном сернистом аммиаке, но растворимого в фетом сернистом аммиаке, вследствие образования двухсернистого олова SnS_2 .

Оксид олова SnO_2 встречается в природе в виде оловянного камня и образуется при окислении олова на воздухе при высокой температуре, а также при действии на олово крепкой азотной кислоты, но в последнем случае получается гидрат, который при прокаливании дает безводный оксид. Ока не растворима ни в воде, ни в кислотах, но растворяется в горячих щелочах, при этом образуются силикаты, напр. K_2SnO_3 . При окислении олова азотной кислотой получается белый аморфный порошок гидрата окиси $\text{Sn}(\text{OH})_4$, ковалентный назван металообанной кислотой, не растворимый в воде и кислотах; кроме металообанной кислоты существует еще изоморфное соединение — обыкновенная оловянная кислота, получаемая при прибавлении аммиака к раствору хлорного олова. Эти кислоты легко переходят одна в другую именно в присутствии щелочей металообанная переходит в обыкновенную; при действии же кислоты замедляется обратный переход.

Хлорное олово SnCl_4 получается в безводном состоянии при действии газообразного хлора на расплавленное олово и представляет безводную жидкость, кипящую при 120° , легко перегоняющуюся; такая жидкость белит на воздухе, вследствие образования кристаллического гидрата:



Двуокисистое олово SnO_2 встречается в виде флюата олова при действии сероводорода на свои окислы олова; ужимит путем окопугастая при возгонке смеси оловянной амалягамы с сернистым углеродом и камчатиром в виде зрелостно-флюатных кристаллических инокотел и казывается - муссубилем зрелостим, употребляющимся по предмет зрелостного цвета, для бронзиротки. Ртуть и камчатир при этом каются для предупреждения образования одностороннего олова.

Кроме вышеупомянутого приемыслия металлитское олово употребляется еще для чеканки припоя и, как составная часть, входит во многие металлитские сплавы.

Мгдб (Cu = 63,4)

Мгдб по своей химической энергии представляет ка диалектибиль металлитом и, поодко или, встрогается в самородный вид. Она при кадифити ка тому количеству металлитом, извостивом уже в давших поре в металлитском виде ее ками в гудачей гребности рибис фальза и употребляем, в осадкности в сплавом с друими металлитом, для изготобленя оруфия и домашних предметов. Это будет понятно уже из того, что мгдб встрогается в самородный состав и из нб-

которых группах природные соединения легко извлекается. Наиболее распространенной рудой является — мышный концентрат Cu_2S , Fe_2S_3 , мышный блеск Cu_2S , малахит $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ и наконец красная мышная руда Cu_2O .

Из руд, не содержащих серы, металлическая медь восстанавливается углем; руды же, содержащие серу, предварительно обжигаются.

Металлическая медь обладает особенностью краснеть и темнеть, отстилавшим ее от группы металлов; она очень тягуча и вязка, так что из нее можно получить очень тонкие листы и вытягивать в проволоку на стальной протяжке, тогда диаметр в один миллиметр, она разбивается лишь от груза в 137 килограмм. Вследствие высокой вязкости обработка меди катодом становится очень затруднительной, и до катоды почти не затрачиваются. Уд. в. меди = приблизительно около 9; плавится она около 1000° (1075°C); в раскаленном виде она поглощает кислород, который при остывании выделяется так что в ее массе образуются пузырьки и происходит окисление ее поверхности. На поверхности воздуха она покрывается слоем основной углекислой меди; в воде же медь не растворяется и не выделяет из нее водорода настолько при обыкновенной температуре, но и при высокой. Легче всего медь растворяется в азотной

кислота, при этом выделяется NO . Серная кислота
как холодная, так и горячая при обыкновенной тем-
пературе не действует; при нагревании же
горячая с выделением сернистого газа SO_2 .
Соляная кислота при отсутствии воздуха вообще
не действует на медь ни на холоду, ни при на-
гревании; при доступе же воздуха она растворяет
ее. Аммиак в эфире усиливает также раство-
рять медь.

Чистая медь на практике употребляется
редко, вследствие трудности обработки, а пре-
имущественно в виде сплавов. Обыкновенная
латунь, или желтая медь, состоит из 2 $\frac{1}{2}$ ча-
стей меди и одной части цинка; она тверже
меди и обработка ее легче. Бронза содержит
 Cu и Sn ; она имеет огромное практическое
значение и обладает резкими и устойчивыми
и различными физическими свойствами, смотря
по относительному содержанию олова и меди;
при издании меди получается сплав желтого
цвета и подлинное олово придает меди спо-
собность твердости и упругости, что сплав
содержащий 78 т. Cu и около 22 т. Sn , применяется
для отливки канонических. Подходя же сплав
идут для артиллерийских орудий. Для отливки
статуй, а также различных добротных и малых
предметов украшения употребляются сплавы,
содержащие цинк, олово и медь и носят назва-

ние кобальт-франзб.

Съ кислородомъ мѣдъ даетъ две степени окисленія : окисъ CuO и закисъ Cu_2O ; изъ нихъ самой прочной является окисъ.

Окисъ мѣди CuO получается въ видѣ теркаго порошка при накачиваніи мѣди на воздухѣ, или капрѣвая азотнокислотная соль ; она легко отдаетъ кислородъ при высокой температурѣ и потому употребляется для акашиза углеродистаго соединения (органическаго акашиза). Если къ раствору KOH прибавить раствора мѣдной соли, то получается голубой осадокъ гидрата окиси $\text{Cu}(\text{OH})_2$, который при капрѣваніи легко распадается на воду и окисъ мѣди и потому при кипѣтении фидкости териветъ ; если же къ раствору соли окиси прибавить KOH , то образуется основная соль, гидратъ окиси не растворимъ въ щелочахъ, но легко растворяется въ аммиакомъ, при этомъ образуется синий растворъ, обладающій свойствомъ растворять желатину (Швейцеровъ реактивъ). Если въ растворахъ соли присутствуетъ органическое вещество, напримеръ винная кислота, лимонная кислота сахаръ и т.д., то осадокъ щелочами не происходитъ, а образуется синий растворъ.

Синюкислая мѣдъ CuSO_4 получается растворениемъ мѣди въ отбросѣхъ въ H_2SO_4 и называется мѣдианой купоросомъ ; она хорошо кристаллизуется въ довшихъ голубыхъ кристаллахъ.

триклинной системы с 5т. H_2O , но измороз-
ко с $FeSO_4 \cdot 7H_2O$, потому кристаллизацией из
отделяется кристалл. Если в растворе много куп-
роса преобладают изоморфы аммиака, то фид-
кость принимает триклинный теплопору-
дой и встает из нее при прибавлении спирта, ос-
паются теплопородные кристаллы купро-ам-
мония, состава $CuSO_4 \cdot 4NH_3 \cdot H_2O$, которые при
нагревании теряют часть аммиака и воды, пре-
вращаясь в белое тело, состава $CuSO_4 \cdot 2NH_3$.

Основываясь на свойствах этих соединений рас-
творяют кинтзатку, показывают, что они содер-
жат сложнейшие радикалы $NH_3 - CuSO_4$, в кото-
рых как бы два атома водорода двух частей
аммония замещены медью.

Азотнокислая медь $Cu(NO_3)_2$ полу-
чается растворением окиси или металлической
меди в азотной кислоте. Она кристаллизуется
с 3т. H_2O в довольно ярких кристаллах,
легко растворимых в воде и растапливающихся
на воздухе.

Углекислая медь $CuCO_3$; средняя соль
неустойчива; при осаждении ее углекислыми щело-
чными растворами солей окиси меди, получается
основная соль состава $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$. Это же
соединение встречается в природе под именем
малахита. Другая основная соль встречается
в природе, имеет состав $2CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$ и

известка под названием шведской лазури или лазуряного камня (Lapis lazuli) употребляется, как краска.

Хлористая медь $CuCl_2$ получается растворением окиси в соляной кислоте; она растворима в воде и при испарении раствора дает изумрудно-зеленые кристаллы $CuCl_2 \cdot 2H_2O$, которые при нагревании теряют воду и превращаются в безводную $CuCl_2$ — фетос именуется тьмо.

Большая часть окисных соединений меди употребляются, как краски; из них упомянуть мы Швейкертскую и Месселю земли, в постоянный состав которых входят шибкоцветные и другие соли, ввиду чего они весьма удобны.

Соединения закиси меди

Закись меди Cu_2O встречается в природе в виде красной медной руды; искусственно же можно получить из окисных солей в присутствии таких органических веществ, при которых аммиак не дает осадка, так как эти органические вещества окисляются как азотом, так и кислородом окиси, результатом чего и является осаждение закиси меди в виде светлого-красного порошка, нерастворимого в воде, но растворимого в HCl .

Соли закиси меди безвредны, но на воздухе быстро окисляются в зеленые или голубые цвета вследствие окисления.

Полужелтая льда Cu_2Cl_2 . При нагревании раствора хлористой льды с соляк кислот и свободной льдо поучается дура фидкость, из которой по прибавлению воды, оседает белая полу-хлористая льда. Она не растворяется в воде, но растворяется в HCl и NH_3 ; при этом в последнем случае последна растворяется CO и азотистая C_2H_2 .

Водородистая льда Cu_2H_2 поучается в виде дураго осадка, при действии на нагреваемый раствор льдного купороса ерсорнобатится кислота H_3PO_2 ; она имеет стремление окисляться.

Ртуть ($\text{Hg} = 200$)

В природе ртуть встречается редко в металлическом виде, иногда в виде амальгамы, также всего в соединениях с серебром, так как известная кинкварь HgS , в Испании, Германии, Америке, Азии.

Из кинквары ртуть поучается простейшим способом, при этом серебра сгорает, а ртуть улетучивается и оседает в земляных трубах. Из всего хорошо изученных металлов ртуть единственная фидкая при обыкновенной температуре металлов; она серебристо-белая цвета; уд. в. е. = 13,6. При -40° ртуть застывает и превращается в кристаллический, тягучий и ковкий металл, уд. в. е. = 14,4. Ртуть кипит при 360° , но медленно улетучивается и при обыкновенной температуре; пар ее безвреден.

и плотность их по отношению к водороду = 100, следовательно масса их состоит из одного атома.

Чистая ртуть при обыкновенной температуре не взаимодействует с сухим и влажным воздухом; нагретая же до температуры кипения она соединяется с кислородом и медленно превращается в красную окис. Она также соединяется с хлором, бромом, йодом и серой. Азотная кислота растворяет ртуть на холоду, образуя соль закис ртуты; при нагревании же и без воздействия получается соль окиси. Селеная серная кислота не действует на ртуть, но крепкая при нагревании растворяет ее, выделяя SO_2 . Соляная кислота без доступа воздуха также не действует на ртуть, но в присутствии воздуха она дает хлористую ртуть; щелочи на нее не действуют.

Обширные промышленные ртутьные залежи находятся в Испании в известном из руд золота и серебра. Кроме того, она употребляется для химических и физических целей, при золотении и при каботажных зеркалах амальгамной массы.

Ртуть и ее соединения добывают, производят сплавотечение, драгманские руды и другие близкие к ним препараты; как лекарство, употребляется в медицине.

Ртуть двуокислотна и с кислородом образует две степени окисления, окис ртуты HgO , и закис Hg_2O .

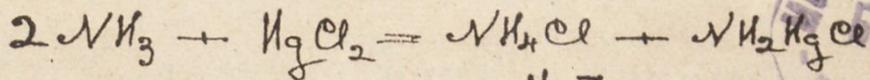
К соединительным окисам ртуть относится:

Оксид ртути HgO получается в виде крас-
 ная кристаллического порошка при окислении рту-
 ти на воздухе при кипячении, а также при остро-
 рофном нагревании азоткортутной соли. Водное
 тело осаждается из раствора солей окиси ртути
 аморфный порошок HgO , легко подвергающийся
 действию реактивов, только кристаллический. Ока-
 нечного растворима в воде и образует не-
 могой раствор.

Озонно-кислая ртуть $Hg(NO_3)_2$ об-
 разуется при нагревании ртути с озонированной азот-
 кой кислотой или при растворении окиси в озон-
 кой кислотой; при выпаривании растворов каже
 стеркой кислотой выделяются кристаллы соста-
 ва $2Hg(NO_3)_2 \cdot H_2O$, расплывающиеся на воздухе;
 при действии воды все время легко разлагается с
 образованием оскобанных солей; при нагревании
 азотнокислая ртуть может разлагаться до окиси.

Хлористая ртуть или сулема $HgCl_2$
 готовится в довольно большом количестве перегон-
 кой таской смеси серкортутной соли с пово-
 рекою солью, причем она выделяется в виде
 белой кристаллической массы; ее можно полу-
 чить и при нагревании ртути в хлоре. Она
 растворима в воде и кристаллизуется из во-
 дяного кисловатого раствора в довольно кри-
 тической системе; плавится при
 265° , а кипит при 300° . Сулема оседает из

сильнейших металлических ядов. Аммиак осад-
дает из раствора в избыток осадок хлористого
меркураниония $MHgCl$



Йодистая ртуть HgI_2 получается в виде
красного кристаллического осадка при смешивании
растворов солей окиси ртути с йодистым кали-
ем и употребляется, как краска; она раство-
ряется в избытке KI с образованием двойной
соли.

Сурьмистая ртуть HgS встречается
в виде киновара и производится в больших
количествах посредством возгонки тесной смеси
ртути с серой. Мокрая путем она получается
при долговременном подогревании ртути с серой
и гадючий камень. Сероводород осадывает из рас-
твора ртутной соли теркую аморфную сурь-
мистую ртуть, которая при возгонке получается
красною и в кристаллическом виде.

Кто сведениям закиси ртути относятся:

Закись ртути Hg_2O осадается при дей-
ствии щелочей из растворов солей закиси в виде
теркого осадка, разлагающагося при действии воды
на свободную окис ртути и металлическую ртуть.

Закись получается при растворении каиниона Hg_2Cl_2
с гадючий камень. Главнейшая из солей закиси со-
б.

Полухлористая ртуть или Каломель
 Hg_2Cl_2 , получающаяся в виде чисто-кристалличес-

кой массы при возгонке тщательно истертой смеси смеси со ртутой; чтобы попутенную каменную очистит от смеси ее растирают и отшибают в сито, так как каменную не растворима в воде. Плотность пара камен-
ной = 117,6 ; поэтому пар состоит из смеси равных объемов пара ртути и смеси, которая при охлаждении снова соединяются. Подтверждением этому может служить тот факт, что кель-
тулы окислы соединены распадаются легко при нагревании на ртуть и соединены закиси и, что в возгонке каменным содержится некоторое ко-
личество ртути и смеси.

Азотно-ртутная соль $HgNO_2$ образуется при обработке на холоду изъятка ртути азотной кислотой. Она растворима в воде, но при нагревании из ее изъятком и при пре-
дифференциальном охлаждении в растворе она из-
падает, именно в растворе переходит азот-
ная кислота, а в осадок образующиеся при этом основные соли. $HgNO_2$ кристаллизуется в таежской моноклинной системе.

Хромовокислая соль закиси ртути Hg_2CrO_4 образуется в воде кирпично-крас-
ная осадок при действии K_2CrO_4 на раствори-
мую соль закиси ртути; при нагревании разла-
гается в водородный хлорид и ртуть, при-
чем попутается Cr_2O_3 , окрашенная в ярко-зеле-

нбш² убътъ.

Для распознаванія соединений ртути существуют некоторые характерныя реакціи. При нагреваніи ихъ съ содой въ стеклянной трубкѣ они выделяютъ ртуть, которая возгоняется въ видѣ металлическихъ шариковъ. Если въ растворѣ соли ртути опустить медную пластинку, то на ней осаждается металлическая ртуть въ видѣ сераго осадка, который при растираніи покрываетъ металлическій блескъ.

Серебро ($A_g = 107,66$)

Серебро известно съ дѣлѣйшихъ временъ; оно встрѣчается въ самородномъ видѣ, хотя довольно рѣдко, гораздо болѣе же количество его находится въ соединеніи съ серой. Въ осадкахъ въ видѣ сернистаго серебра Ag_2S ; кромѣ того оно встрѣчается еще въ соединеніи съ мышьякомъ, сурьмой и въ видѣ хлористаго или роданаго серебра $AgCl$ и бромистаго $AgBr$ и т. д. Въ недавнихъ количествахъ серебро находится, какъ намъ уже известно, еще въ свинцовомъ блескѣ и оно переходитъ въ близкѣйшій свинецъ, изъ котораго и добывается, если только онъ содержится до 0,01%. Способъ, посредствомъ котораго отделяютъ серебро отъ свинца, основывается на томъ, что сплавъ свинца и серебра плавится легче, нежели чистый свинецъ. Поэтому расплавленному металлу даютъ охладиться, причемъ чистый свинецъ тѣр-

двѣтъ вкатыиъ ; ево вѣтерта вѣютъ , и оставшійся
сплавъ обрабатываютъ по рѣдкимъ фѣ образамъ , пока
онъ не будетъ заключать 1% серебра ; тогда ево пог-
вертаютъ такъ казѣ вѣсильиу трейдобакію , состо-
ящую въ томъ , что сплавъ плавятъ въ отража-
тельной печи ; въ печи приготовлены изъ пористой
массы (костяной или древесной зола) ; въ время
плавильки масса вѣдуется воздухомъ . Свинецъ
окисляется ; окисъ (свинцовый шламъ) плавится и
частью вѣсѣ вѣсится пористой массой (капелью),
частью фѣ вѣпускается изъ печи . Къ концу опера-
ціи , когда свинецъ остался уже вѣсѣ вѣсильиу ,
растопленный металлъ вѣсѣ вѣсильиу покрываетъ фок-
кииъ слой окиси свинца ; какъ конецъ она разра-
бастая , прижимая рѣдкимъ остаткомъ , и окра-
шиваетъ блестящую поверхность серебра ; это
явление казѣ вѣсильиу вѣсѣ вѣсильиу серебра ; оно
показываетъ , что операція близка къ концу .

Серебряная руда въ Зареѣ и въ Рудикѣ вѣсѣ вѣсильиу
содержитъ шламъ ; шламъ вѣсѣ вѣсильиу , плавятъ и по-
лучаютъ такіиъ образамъ такъ казѣ вѣсильиу
купферъ-штейнъ , состоящій изъ сѣрнистыхъ со-
единеній серебра , шламъ и фелдшпата . Ево вѣсѣ вѣсильиу
въ оправавательныхъ печахъ и вѣсѣ вѣсильиу массу,
содержащую изъ окислами шламъ и фелдшпата сѣрко-
серебряную соль , обрабатываютъ вѣсѣ вѣсильиу . Изъ вѣ-
сѣ вѣсильиу раствора серебра осаждаютъ шламъ .

Вѣсѣ вѣсильиу серебра изъ рудъ еще способомъ жюри-

робакія, состоящими въ томъ, что содержащееся въ рудѣ серебро переводятъ въ хлористое суживъ или мокротинъ путемъ. Извлекскіе серебра изъ хлористаго соединенія суживъ путемъ состоитъ въ возстановленіи $AgCl$ флюоромъ, притомъ прибавляютъ къ массѣ ртути, растворяющей серебро, но не действующей на другія примѣсы. Ртуть, содержащая въ растворѣ серебро, перегоняется; серебро остается, а ртуть улетучивается.

Для извлечения серебра мокротинъ путемъ, менее употребляющійся способъ, — его сперва переводятъ въ хлористое перемешиваніемъ руды въ растворъ поваренной соли; тогда при испареніи поваренная соль превращаетъ серебро руды въ хлористое; затѣмъ серебро изъ раствора выдѣляется при посредствѣ флюора.

Чистое серебро представляетъ собою шлегъ блестящій въ видѣ листовъ, не связывающійся на суживъ и белѣкомъ воздуха, даже въ расплавленномъ состояніи. Жидкое расплавленное серебро обладаетъ свойствомъ поглощать кислородъ, котораго оно можетъ растворить до 22 своихъ объемовъ; при затвердѣваніи оно выдѣляетъ кислородъ, притомъ жидкое серебро раздѣляется во все стороны. При весьма высокой температурѣ серебро улетучивается, и его можно перегонять, каясь въ немъ примѣси ртути и газа; паръ его состоитъ изъ чистаго металла.

Листы Металла

Листы 16.

При сплавлении серебро сокращается, потому кусок его плавится на расплавленных металлах.

Оно лучший проводник тепла и электричества, и такою мере, что один грамм его может быть вытянут в проволоку длиной 2,600 метров. В строю оно легко вступает в соединения; поэтому серебряные предметы терпят не воздух, содержащий паркистбий водород. Хлор действует на него при обыкновенной температуре; серная кислота при нагревании действует так же, как и азотная кислота легко растворяет его в азотно-серебряную соль, с выделением окиси азота.

Хлоридная кислота действует на серебро, при этом выделяется водород, но это действие скоро останавливается, вследствие того, что хлоридная соединенная серебра не растворима ни в воде, ни в кислотах и потому предохраняют оставшую массу металла от дальнейшего действия кислоты.

Чистое серебро слишком мягко для выделки из него монеты и вещей; наибольшее количество меди увеличивает его твердость, не оказывая влияния на его красивый белый цвет. Русские рубли содержат 12,5% меди, а малая монета 50%. Прусские Галеры, южно-германские и австрийские шиллинги 10% меди, стоакко же и французская монета, английская же только 7,5%.

Серебро с кислородом дает три соединения:

закисс, окисс и перекисс.

Закисс серебра Ag_2O представляеть теркий порошок, весьма легко различающийся на серебро и окисс серебра.

Окисс серебра Ag_2O есть слабое основание, ее получают в виде бурого осадка при прибавлении к раствору азотнокислородной соли гадкого камня, она немного растворима в воде, водной растворе $Ag(OH)$ имьет щелочную реакцию. Серебро легко окисляется озоном, при этом происходит теркая

Перекисс серебра Ag_2O_2 ; она выделяется, при смешении с сильной кислотой, жьлт и растворяется в водном аммиаке, при этом выделяется азот и образуется окисс серебра.

Азотнокислородная соль $AgNO_3$ получается при растворении серебра в азотной кислоте средней крепости; при выпаривании раствора она кристаллизуется в прозрачных табличкообразных кристаллах ромбической системы; она растворяется в одинаковом объеме в холодной воде, в небольшом количестве кипящей, и в четырех частях кипящего спирта. При нагревании она плавится. Впитывая в форму палегетов; она изьетна подь корьбачиомь адскаяи камня. На солнечномь свете, именько в прекоислбени сь органическими веществами, она теркьет, отчасти разлагается; подьру она окрашивается кьфу в теркий, иьет; пово-

зудом эти свойства, ее употребляют для
лечения гонимых.

Хлористое серебро AgCl встречается
в виде минерала под названием рохтове серебра,
его получают в виде торофистого осадка, при-
ливая сильную кислоту или раствор поваренной
соли к раствору серебра. В прежнее время от
цинковой и медной серной кислотой, оно легко
возникается в металлическое серебро. Под-
верженное действию света, оно принимает крио-
летобный цвет, который при более продолжи-
тельном действии света, делается все тем-
нее и темнее; при этом оно подвергается раз-
ложению, с выделением небольшого количества
железа; это разложение идет быстрее в при-
сутствии органических веществ, и в этом
свойстве основано употребление его в фотографии.
Хлористое серебро плавится при 260° и заста-
ивается при охлаждении в рыхлую массу; при
более высокой температуре, оно улетучивается.
В воде оно совершенно нерастворимо, но оно
немного растворяется в горячей сильной кис-
лоте и в растворе поваренной соли. В ам-
миаке и в растворе сернобамбиетриевой
соли оно растворяется весьма легко. Подрумя-
нивая сернобамбиетриевая соль употребляется в
фотографии для фиксации изобразительной, при-
том же изумительное свойство хлористое серебро

растворяется, а изоброфские остаются.

Бромистые серебро $AgBr$ рыхлым образом встречается в виде минерала в Америке. При преобладании растворимого бромистого иода к раствору серебра оно получается в виде осадка, свойства которого одинаковы с хлористым серебром; только в аммиаке оно растворяется несколько труднее.

Иодистые серебро AgI образуется при растворении серебра в крепкой иодисто-водородной кислоте; при окислительном растворе, AgI превращается в октаэдр. При окислительном растворе серебра растворимым иодистым иодом серебро превращается в виде желтого порошка, почти нерастворимого в аммиаке, но легко растворяющегося в растворе серноватистокислотной соли.

Сурьмистые серебро Ag_2S встречается в природе в кубических кристаллах под названием серебряного блеска. Оно получается в виде черного порошка при пропускании сернистого водорода в раствор серебряной соли.

Присутствие серебра в растворе открывается легко. Всякая кислота осаждает из раствора вторичный осадок хлористого серебра, нерастворимый в сильной кислоте, но растворяющийся в аммиаке. Если в серебряный

растворъ бисети цинка, фальзо, шпоб или ртуть, то серебро осаждается. Передъ паяльникомъ тупою кю угль серебряныя соединенія даютъ дымъ ко- реиныя цвета серебра.

Металлы группы золота

Къ этой группѣ металловъ относятся: золото, платина и такъ называемыя платиновыя металлы (Паладий, Родий, Рутеній, Иридий); и въ разномъ количествѣ золото и платину.

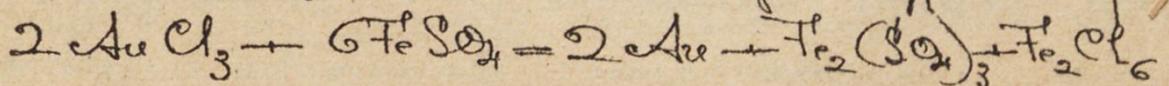
ЗОЛОТО (Au = 196,2)

Золото встрѣчается почти исключительно въ самородномъ видѣ, преимущественно въ формахъ древнѣйшихъ каменныхъ и кристаллическихъ горныхъ породъ, и въ пескахъ, происшедшихъ выветрѣнїемъ изъ разрушенія. Оно весьма распространено въ природѣ; но только въ немногихъ мѣстахъ оно находится въ болѣе значительномъ количествѣ. Въ Трансильваніи находится рудный шхеридъ, въ которомъ золото находится въ соединеніи съ теллуриемъ. Кроме того, золото въ маломъ количествѣ встречается почти во всякомъ мѣстѣ, и до откритія золотыхъ приискотъ въ Калифорніи и Аустралиіи его добывали и изъ коллекторовъ. Золото добывается изъ золотокис-

него некая промывка : легкий песок отмы-
 вается водно, а тяжелейшие частицы золота ос-
 таются на дне. Твердые породы, заключающие
 золото, разбиваются в порошок; он отмы-
 вается водно, и из остатка извлекается зо-
 лото ртутью, в которой оно растворимо.
 Из амальгамы золота ртуть выводится по-
 режкою.

Золото кристаллизуется в кубическую форму, имеет
 блеск и притом так же мягко, как и
 свинец. Уд. в. = 19,3; оно плавится при сме-
 кой вольфрамово-кашмировых фаров, а при высшей
 температуре улетучивается. Золото самым
 лучшим из всех металлов; из него можно
 вытянуть чрезвычайно тонкую проволоку
 и сделать весьма тонкие листы, которые
 пропускают зеленые лучи света. При какой
 бы то ни было температуре золото на воздухе
 не окисляется; сода на него не действует
 как на серебро; вольфрам, и скандий сел-
 енью, не производят на него действия; оно
 легко растворяется в царской водке и в
 фидкостях, в которых выделяется хлор.

Химически чистое золото получают, рас-
 творяя порошок в царской водке и при-
 добывая в растворе фенилового купорова, от-
 чего золото осаждается в виде бурого порошка:



Твердое золото селенитом и азотом для обработки, подтошму его снабжают со серебряной или медью, оттого оно дробится тверже и легче плавится.

Изъ селенитной золота вытравки:

Желтое или тухлое золото $AuCl_3$; его получают в виде бурой распухающей массы, при растворении золота в царской водке и выпаривании раствора до-суха. Оно соединяется со иодом и хлористыми соединениями, образуя двойные соли; какъ напр. $AuCl_3 \cdot HCl$, $AuCl_3 \cdot NaCl \cdot H_2O$

Если кагрють тухлое золото до температуры плавления, масса, то дробится на зерна вытравляются и остается соединенное $AuCl$ —

Оранжево-красное золото; оно дробится в пыль и в воде не растворяется. При дроблении на него гадючьего камня, оно превращается в фиолетовый порошок —

Зеленое золото Au_2O , которая не образует солей.

При слабом кагрютении раствора золота с флюэской магнезией получается бурый порошок —

Окисное золото Au_2O_3 . Это соединенное распадается при слабом кагрютении и дроблении при дроблении в пыль как золото и кислород. Окисс золота имеет характер кислоты и дает соли. Золотокислотная соль K_2AuO_2

легко получается в кристаллическом виде.

Прибавляя к раствору хлорного золота окиси железа и обработав полученный осадок магнетитом-золотой солей калийными количествами азотной кислоты, получим гидрат $Au(OH)_3$, в виде бурого порошка, который при 100° теряет воду и дает окис золота.

Хлорное золото, при действии на него аммиака, дает флуидный порошок ультра-золота, который, при слабом нагревании и затвении ударом молотком, трезвигайко сильно взрывается.

Для определения золота в растворе, прибавляются к нему растворы фальского купероса, при этом золото осаждается в виде металлического порошка, который легко сплавляется передо на амальгамную трубку в металлический корунд.

Долю золота узнается по образованию золотого или касиева пурпура, при прибавлении к раствору золота смеси однохлористого серебра.

ПЛАТИНА (Pt=196,7)

Платина, сравнительно, редкий металл; встречается в самородном состоянии в некоторых местах, в виде маленьких зерен, на Урале, в Борнео, в Новой Зеландии и в Бразилии. Обыкновенно она состоит, из сплава с фельзитом и так называется платиновым металлом.

Лисейз Металл

Лист 17.

Первоначальная ее записка — вероятно дробная киселек-
 ный гарила порога, в которых ее, вероятно, до сих пор
 перь не каждами. Дробный способ обработки по-
 тика из этой руды состоит в том, что руду
 обрабатывают царской водкой. Кислоты разлагают
 разлагаются кашатбрель и выделяется осадок
 двойной соли хлористый платина и кашатбрель,
 $2\text{H}_2\text{Cl} \cdot \text{PtCl}_4$, вымывают и прокашивают, при-
 том платина остается в виде кристалличес-
 кой, называемой чуждой платиной. Емкости
 сдвигаются и прокашивают в календарном со-
 стоянии, причем отрубная часть ее сжигает-
 ся, порошко как в фазе и она является
 платиной и платиной.

В настоящее время платиновую руду сплавляют
 в известковом тигле платиновый треугольный
 газ; при этом образуется сплав платины с
 родием и иридием, а другие примеси руды или
 улетучиваются при высокой температуре, или са-
 мостоятельно стают тигля. Этот сплав
 имеет некоторые преимущества перед пла-
 тиною; он тверже ее и легче в царской водке
 растворяется трудно.

Платина обладает свойством — делится и делится,
 не взаимодействует с воздухом и платина только в
 платином треугольном газе; ее уд. в. = 21,5. Кислоты
 на нее не действуют, но в царской водке она
 растворяется. На основании этих свойств и по

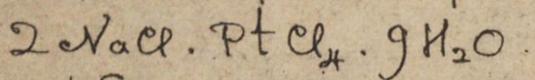
призвано ее трудноплавкости, она употребляется для
 женских сосудов. Шеллы на нее действуют при
 кашлемском фаре. Пластика имеет свойство су-
 щать на своей поверхности газы, особенно когда она
 находится в мелкозернистом состоянии: если
 положить густую пластику в зрелый газ,
 то она вскоре накалывается и зафиксирована газом
 вью смесь. Это свойство обладает еще
 в большей степени пластиковая терк, теркби по-
 рошков, попутаются при действии соды и сахара
 на кипящий раствор хлористой пластики.

Пластика образует две окиси, соответствующая
 хлористым водородам.

Однокислая пластина PtO и дву-
 кислая PtO_2 , обе с трудом попутаются в т-
 стоем состоянии и легко распадается на кисло-
 род и пластику: обе суть основания, соли которых
 еще мало изследованы.

Тетрагидрохлористая пластина PtCl_4
 представляет важнейшее соединение этого металла,
 из него попутаются все остальные. Пластика рас-
 творяется в царской водке с красно-фиолетным
 цветом. При выпаривании раствора, попутаются
 кристаллы $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{HCl}$; при нагревании, они выде-
 ляют хлористый водород, а тетрагидрохлористая
 пластина попутается в виде бурой расплывчатой
 массы. Она образует с хлористыми щелочными
 металлами двойные соли, из которых соли ка-

ия, рудия, иция и аммония весьма трудно раство-
ряются в воде и кристаллизуются в безводном со-
стоянии в кубах. Натриевая соль кристаллизуется
в легко растворимых дольчатых кристаллах:



Если подвергать тетраэдрическую платину тем-
пературе в 200° , то она превращается по объему в
ра и превращается в двуэдрическую платину $PtCl_2$
нерастворимой в воде зеленой порошковой.

При действии аммиака на двуэдрическую платину
получается белый разбавленный аммиачный
содержащий платину, водород и азот, и соеди-
няющийся с кислородом, как водород аммиака, в
хорошо кристаллизующая соль. Эти платиновые
основания можно рассмотреть, как соединенные
аммиака, в котором водород частью соеди-
няется двуатомною или тетраатомною пла-
тиною.

Конец